



Universidade Estadual Paulista
“Júlio de Mesquita Filho”
Instituto de Química



Proposta de uma sequência didática para abordagem da Eletronegatividade no Ensino Superior

Discente: Joana Souza Oliveira Galavotti

Orientador: Prof. Dr. Marco Aurélio Cebim

Coorientador: Luís Felipe Bricks Bim

Araraquara

2022

JOANA SOUZA OLIVEIRA GALAVOTTI

**PROPOSTA DE UMA SEQUÊNCIA DIDÁTICA PARA
ABORDAGEM DA ELETRONEGATIVIDADE NO ENSINO
SUPERIOR**

Monografia apresentada ao Instituto de Química do
Campus Araraquara da Universidade Estadual Paulista
“Júlio de Mesquita Filho” como parte dos requisitos para
obtenção do grau de Licenciada em Química.

Orientador: Prof. Dr. Marco Aurélio Cebim

Coorientador: Luís Felipe Bricks Bim

Araraquara

2022

G147p

Galavotti, Joana Souza Oliveira

Proposta de uma sequência didática para abordagem da eletronegatividade no Ensino Superior / Joana Souza Oliveira Galavotti. -- Araraquara, 2022
80 f. : il.

Trabalho de conclusão de curso (Licenciatura - Química) - Universidade Estadual Paulista (Unesp), Instituto de Química, Araraquara

Orientador: Marco Aurélio Cebim

Coorientador: Luís Felipe Bricks Bim

1. Planejamento. 2. Ensino. 3. Eletronegatividade. 4. Modelos. 5. Ciência - História. I. Título.

JOANA SOUZA OLIVEIRA GALAVOTTI

Proposta de uma sequência didática para abordagem da Eletronegatividade no Ensino Superior

Monografia apresentada ao Instituto de Química do
Campus Araraquara da Universidade Estadual Paulista
“Júlio de Mesquita Filho” como parte dos requisitos para
obtenção do grau de Licenciada em Química.

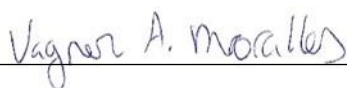
Araraquara, 04 de fevereiro de 2021.

BANCA EXAMINADORA



Profa. Dra. Marian Rosaly Davolos.

Instituto de Química – UNESP, Araraquara.



Prof. Dr. Vagner Antônio Moralles.

Instituto de Química – UNESP, Araraquara.



Prof. Dr. Marco Aurélio Cebim.

Instituto de Química – UNESP, Araraquara.

À minha mãe por todas as orações, apoio, luta e carinho, com todo amor e gratidão.

AGRADECIMENTOS

Agradeço a Deus, a Jesus, a Nossa Senhora e a todos os amigos e benfeitores espirituais por todo o auxílio, força e luz que me deram até aqui. Agradeço também por todo o bálsamo de paz que veio em meu auxílio nos tempos mais difíceis.

Agradeço ao Professor Marco Aurélio Cebim por toda a orientação, paciência e pelos ensinamentos. Agradeço também a oportunidade em poder conhecer e fazer este trabalho.

Ao coorientador Luís Felipe Bricks Bim por toda a orientação, auxílio e amizade que contribuíram de forma significativa na realização deste trabalho.

A minha mãe, Creusa Souza Oliveira, por toda a dedicação, esforço e apoio desmedidos por mim para que isso fosse possível.

Ao meu companheiro, Rodrigo Estorino da Costa, por toda a atenção, compreensão e carinho colocados junto a mim nessa caminhada.

Aos meus amigos da Casa I, Fernanda, Francine, Leonardo, Mirian, Patrícia, Rodrigo, Thainá, Thiago e Toshifumi que proporcionaram amizade, apoio e boas conversas durante essa jornada.

Aos meus amigos Thaís, Raul, Adrielle, Flávia, Laís, Guilherme, Gustavo e Patrícia por toda a amizade e cumplicidade.

Aos amigos do Bacharelado presentes também na Licenciatura, Daniel, Melany e João pela amizade e apoio.

Aos amigos da Biblioteca do Instituto de Química pela amizade, carinho e apoio, Valéria, Paul, Ana Carolina e Débora. Agradeço também a Isabel, Mônica e Rosana (*in memoriam*).

Aos professores do Instituto de Química que fizeram parte dessa caminhada.

Agradeço aos colegas de departamento e ao Instituto de Química por ser resistência e referência para todos nós. Agradeço também as agências de fomento, CAPES, CNPq e FAPESP por todo o apoio a comunidade científica.

“O dominado não se liberta se ele não vier a dominar aquilo que os dominantes dominam. Então, dominar aquilo que os dominantes dominam é condição de libertação.” (Dermeval Saviani).

“O trabalho educativo é o ato de produzir, direta e intencionalmente, em cada indivíduo singular, a humanidade que é produzida histórica e coletivamente pelo conjunto dos homens.” (Dermeval Saviani).

RESUMO

A eletronegatividade se faz presente nos estudos sobre Química durante o Ensino Médio e Superior colaborando no entendimento da polaridade em moléculas e da formação de cargas parciais. Essa propriedade é, geralmente, apresentada de uma forma a-histórica o que acaba por inibir um conhecimento amplo em relação ao tema. Desse modo, encontra-se com maior frequência nos livros didáticos e na vivência dos estudantes o conhecimento da escala de eletronegatividade por Linus Pauling. Entretanto, sabe-se que diversas outras escalas foram propostas, cada qual com suas limitações e vantagens. Todas essas propostas evidenciam o caminho de constante modificação e estudo feito pelos cientistas. O presente trabalho visa contribuir com a área de Ensino em Química ao propor uma sequência didática, voltada ao Ensino Superior, de forma a trazer os conceitos e a história envolvida com o tema da eletronegatividade. Tal planejamento utiliza como metodologia de Ensino o Ensino Fundamento em Modelagem. Dessa forma, espera-se resgatar as ideias trazidas sobre eletronegatividade por Linus C. Pauling, Robert S. Mulliken, Albert L. Allred, Eugene G. Rochow e Leland C. Allen.

Palavras-chave: Planejamento Didático-Pedagógico; Sequência didática; Eletronegatividade; Modelos; História da Ciência.

ABSTRACT

Electronegativity is present in studies on Chemistry during High School and Higher Education, contributing to the understanding of the polarity in molecules and the formation of partial charges. This property is, generally, introduced in an ahistorical way, which ends up inhibiting a wide knowledge in relation to the subject. Thus, the knowledge of the electronegativity scale by Linus Pauling is more frequently found in textbooks and in the experiences of the students. However, it is known that several other scales were proposed, each with its limitations and advantages. All these proposals show the path of constant modification and study carried out by scientists. This work target to contribute to the area of Teaching in Chemistry by proposing a didactic sequence, aimed at Higher Education, in order to bring the concepts and history involved with the theme of electronegativity. Such planning uses the Teaching Fundamentals in Modeling as a teaching methodology. Thus, it is expected to rescue the ideas brought by Linus C. Pauling, Robert S. Mulliken, Albert L. Allred, Eugene G. Rochow and Leland C. Allen.

Keywords: Lesson Planning; Didactic Sequence; Electronegativity; Models; History of Science.

LISTA DE ILUSTRAÇÕES

Figura 1 – Gilbert Newton Lewis	20
Figura 2 – Representação da ligação química por pontos e traço em Cl_2 .	20
Figura 3 – Irving Langmuir	21
Figura 4 – Representação do momento dipolar para a molécula HCl	25
Figura 5 - Representação do arranjo de elétrons de valência no átomo	27
Figura 6 – Linus Pauling	32
Figura 7 – Robert Sanderson Mulliken.	35
Figura 8 - Relação $\text{AE} \times \text{EI}$	36
Figura 9 – Albert Allred (a) e Eugene Rochow (b)	38
Figura 10 – Eletronegatividade em relação ao número atômico – Allred-Rochow	39
Figura 11 – Leland Allen.	40
Figura 12 - Energia de configuração em relação ao número atômico.	41
Figura 13 – Esquema sobre as mudanças de estado físico	42
Figura 14 – Relação entre as principais etapas na modelagem	50
Figura 15 – Halogênios na tabela periódica.	54
Figura 16 – Pontos de fusão (PF) e ebulição (PE) para F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 .	55
Figura 17 – Representação do mapa de potencial eletrostático na plataforma Avogadro	57
Figura 18 – Energia de ligação (D_0) para espécies com halogênios	59
Figura 19 – Representação de ressonância para Cl_2	60
Figura 20 – Representação de simbologias de ressonância, carga parcial e dipolo elétrico a partir do HCl	60
Figura 21 – Comparativo entre a energia de ligação e o pK_a de hidrácidos halogenados	62

LISTA DE ABREVIATURAS E SIGLAS

AE: Afinidade Eletrônica

CES: Câmara de Educação Superior

CNE: Conselho Nacional de Educação

CTS: Ciência, Tecnologia e Sociedade

CTSA: Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente

EC: Energia de Configuração

EFM: Ensino Fundamentado em Modelagem

EI: Energia de Ionização

EM: Ensino Médio

ES: Ensino Superior

IUPAC: *International Union of Pure and Applied Chemistry*

PE: Ponto de Ebulição

PF: Ponto de Fusão

PIBID: Programa Institucional de Bolsa de Iniciação à Docência

SD: Sequência Didática

SUMÁRIO

1 INTRODUÇÃO.....	12
1.1 Hipótese de pesquisa.....	13
1.2 Pergunta de pesquisa.....	13
1.3 Objetivos	13
2 LEVANTAMENTO BIBLIOGRÁFICO	14
3 JUSTIFICATIVA	18
4 REFERENCIAL TEÓRICO.....	19
3.1 Ligação química.....	19
4.1.1 Ligação covalente.....	19
4.1.2 Ligação iônica	21
4.1.3 Ligação metálica	22
4.1.4 Caráter iônico em ligações tratadas como covalentes	23
4.1.5. Caráter covalente em ligações tratadas como iônicas	25
4.2 Os primórdios sobre eletronegatividade	26
4.3 Os significados e as escalas de eletronegatividade	31
4.3.1 Escala de eletronegatividade por Linus Pauling	32
4.3.2 Escala de eletronegatividade por Robert Mulliken	34
4.3.3 Escala de eletronegatividade por Allred-Rochow	36
4.3.4 Escala de Leland Allen.....	39
4.4 Estados físicos da matéria.....	41
4.5 Representação do grau de acidez: o pKa	42
5. PERCURSO METODOLÓGICO	45
5.1 Planejamento e sequência didática.....	45
5.2 Modelos	47
5.3 Considerações gerais sobre modelos e modelagem	49
6 SEQUÊNCIA DIDÁTICA “ELETRONEGATIVIDADE E SEUS SIGNIFICADOS”	52
6.1 Primeira parte - A tabela periódica e suas propriedades.....	52
6.2 Segunda parte – Halogênios: características principais e discussão	53
6.3 Terceira parte – Expandindo o que conhecemos sobre Eletronegatividade	57
6.4 Quarta parte – A importância da eletronegatividade e a visão de Mulliken sobre tal propriedade	60

6.5 Quinta parte – As propostas de eletronegatividade feitas por Allred-Rochow e Allen..	63
7 CONSIDERAÇÕES FINAIS	64
REFERÊNCIAS	65
APÊNDICE	68

1 INTRODUÇÃO

Dentre os diversos conteúdos de Química presentes nos cursos de graduação está o da eletronegatividade. A primeira escala proposta para tratar dessa propriedade foi a de Linus Pauling em 1932 (TANTARDINI; OGANOV, 2021). De seus estudos compreende-se que a eletronegatividade é uma propriedade que trata do poder de um átomo em uma molécula em atrair elétrons para si. Embora a escala de Pauling seja a mais antiga e a mais utilizada, há outras escalas para tratar da eletronegatividade (SANTOS; SILVA; WARTHA, 2011).

Em relação à proposta de eletronegatividade por Pauling, a literatura traz que a forma com que essa é trazida nos livros didáticos pode ser melhorada para favorecer uma compreensão mais ampla. Isso faz parte de uma das conclusões de Santos, Silva e Wartha (2011) que afirmam que há uma aproximação na forma como é trazida tal propriedade em livros de Ensino Médio e Superior. Os autores pontuam que nos livros de Ensino Médio há uma maneira predominante de descontextualização e a-histórica em se tratar a eletronegatividade. Já para o Ensino Superior encontra-se que em parte dos livros há os mesmos problemas, desconsiderando outras escalas e colocando à parte a clareza em relação ao tema.

Um levantamento bibliográfico foi realizado a partir de alguns periódicos nacionais na tentativa de se compreender quais são os assuntos mais pesquisados para a área de Ensino de Química ao nível do Ensino Superior. Desse levantamento nota-se que a formação de professores e a experimentação são as temáticas com maior presença desde 2010 nos periódicos analisados. Quando se busca pelo Ensino de eletronegatividade na área da Química, nota-se que são poucos os trabalhos que abordam tal prática.

Ao tratar sobre ligações predominantemente iônicas ou covalentes e polaridade, há o conceito de eletronegatividade presente. Considerar uma molécula como sendo polar ou apolar depende da eletronegatividade dos elementos que a compõem. Verificar a ordem crescente ou decrescente da acidez de certos compostos pode ser feito interpretando a eletronegatividade como um dos parâmetros a serem analisados. Também é possível relacionar a eletronegatividade com propriedades periódicas e assim realizar uma leitura mais ampla acerca dos elementos químicos.

Dessa maneira, o que este trabalho propõe é contribuir com o Ensino de Química, através do trabalho em torno da propriedade eletronegatividade. Considerando a importância que a eletronegatividade possui para os químicos e as lacunas encontradas quanto ao ensino desse tema, propõe-se uma proposta de sequência didática para o ensino da eletronegatividade

em nível superior para um curso de graduação em Química. Tal sequência será explicitada de forma mais ampla em momento oportuno ao longo do trabalho. Através dessa proposta, espera-se abranger a história acerca da eletronegatividade, considerando também algumas escalas existentes e seus conceitos.

1.1 Hipótese de pesquisa

A eletronegatividade está presente na atribuição de ligações ditas iônicas e covalentes e na determinação de polaridade em moléculas. Assim, uma proposta de ensino através de uma sequência didática para a eletronegatividade contribui para uma melhor aprendizagem dos estudantes de Química e ainda fornece material disponível para a literatura de uma temática ainda pouca explorada.

1.2 Pergunta de pesquisa

Como seria uma sequência didática para a Eletronegatividade voltada ao Ensino Superior com a utilização do Ensino Fundamentado em Modelagem e a adoção de estratégias didáticas variadas?

1.3 Objetivos

Elaborar uma sequência didática para o Ensino da eletronegatividade, voltada ao Ensino Superior, organizando os conceitos associados às escalas propostas por Linus Pauling, Robert Mulliken, Albert Allred, Eugene Rochow e Leland Allen e a história acerca do desenvolvimento dessa temática.

2 LEVANTAMENTO BIBLIOGRÁFICO

A fim de compreender como a eletronegatividade é abordada na área de Ensino em Química, verificou-se na literatura o que vem sendo produzido na área para a educação superior e para o ensino dessa propriedade. Assim, buscou-se responder “O que vem sendo produzido na área de Ensino de Química para a educação superior?” e “O que vem sendo produzido na área de Ensino de Química para o ensino da eletronegatividade?”

- O que vem sendo produzido na área de Ensino de Química para a educação superior?

Para responder a essa questão foram selecionados os seguintes periódicos: Ciência e Educação, Ensaio Pesquisa em Educação em Ciências, Investigações em Ensino de Ciências (IENCI), Química Nova na Escola (Qnesc), Revista Brasileira de Ensino de Química e Revista Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências. Esses periódicos são nacionais e divulgam as pesquisas da área de Ensino de Química e Ensino de Ciências através de meio impresso e/ou online, sendo possível obter acesso ao material por meio dos *sites* próprios de cada periódico ou pela plataforma *Scielo*. Além disso, segundo o sistema de avaliação *Qualis* Periódicos da Plataforma Sucupira/CAPES, os seis periódicos escolhidos possuem classificação A ou B, portanto são bem avaliados. Assim, a escolha desses periódicos decorre da boa avaliação na área de interesse para o trabalho e também por conta da facilidade de acesso.

Um levantamento foi realizado no acervo virtual de cada periódico a fim de conhecer o que foi produzido na área de Ensino de Química para a Educação Superior ao longo de dez anos (2010 a 2020). Para a consulta acerca do tema foram utilizadas as palavras-chave: ensino de química; ensino superior; química; ensino. Os artigos foram selecionados a partir da leitura dos títulos, resumos, palavras-chave e, quando necessário, do texto completo. Dessa forma, foi possível conhecer o que vem sendo estudado na área de Ensino de Química para o Ensino Superior.

A Revista Brasileira de Ensino de Química apresentou 36 trabalhos quanto ao Ensino de Química para o Ensino Superior. Estiveram presentes nas palavras-chave dos trabalhos encontrados as seguintes temáticas e as quantidades que foram citadas: metodologia de ensino Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente (CTSA) (2), linguagem simbólica (1), experimentação (7), educação à distância (2), estratégias de ensino (1), evasão (1), formação docente (1), sequências de ensino-aprendizagem (1), história da ciência (1), concepções prévias (1), motivação para docência (1), prática docente (1), profissão docente (1), extensão (1), estágio supervisionado (1), química verde (6), formação de professores (9), formação inicial de

professores (1), interdisciplinaridade (1), modelos (3), filosofia da ciência (1), metodologias diferenciadas (2), educação inclusiva (1), licenciatura em química (1), currículo (1), tecnologia de informação e comunicação (1) e filosofia da ciência (1). As temáticas de formação de professores, experimentação e química verde foram as mais presentes no periódico analisado no período de 2010 a 2020.

O periódico Revista Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências reportou 12 trabalhos. As temáticas que apareceram nas palavras-chave foram: experimentação (1), filosofia da química (1), perfil dos estudantes (1), formadores de professores (1), formação inicial de professores (2), formação de professores (1), multimodalidade (1), ação mediada (1), ressignificação (1), necessidades formativas/inclusão (1), concepções de professores (1), análise do discurso (1) e Ciência, Sociedade e Tecnologia (CTS) (1). Nesse periódico, a formação de professores/formação inicial de professores teve maior presença.

A busca na Revista Ciência e Educação resultou em 15 trabalhos. As palavras-chaves indicaram que foram trabalhadas as temáticas: formação de professores (4) formação inicial de professores (4), ensino e aprendizagem (1), produção intelectual (1), letramento digital (1), aprendizagem ativa (1), livro (1), modelos didáticos (1), jogos (1), sociologia na educação (1), didática (1), análise de conteúdo (1), análise de discurso (1), inclusão (1), psicologia histórico-cultural (1), pós-graduação (1) e relação professor e estudante (1). A temática com maior presença no Ensino Superior foi a formação de professores/formação inicial de professores presente em 8 trabalhos.

A Revista Ensaio Pesquisa em Educação em Ciências reportou 6 trabalhos, os quais, continham nas palavras-chave: analogia (1), livro didático (1), interdisciplinaridade (1), modos semióticos e multimodalidade (1), formação de professores (1), cursos de licenciatura (1), projeto político pedagógico (1), educação inclusiva (1), currículo (1) e linguagem (1).

A Revista Investigações em Ensino de Ciências reportou 16 trabalhos. Nesses trabalhos foram encontradas as temáticas: CTS (1), evasão (1), produção acadêmica brasileira (1), educação transformadora, formação de professores (5), formação inicial de professores (1), formadores de professores (1), livros didáticos (2), experimentação (2), pesquisa bibliográfica, pesquisa bibliográfica (1), texto-científico (1), química verde (1), relação com o saber (1), mapa de caracterização (1), professor-pesquisador (1) e currículo (1). Observou-se que a formação de professores / formação inicial de professores foi a mais frequente.

O periódico Química Nova na Escola apresentou um total de 21 publicações com as temáticas: concepções dos professores (1), formação de professores (6), formação inicial de professores (2), prática docente (2), Programa Institucional de Bolsa de Iniciação à Docência

(PIBID) (5), contextualização (2), experimentação (3), educação ambiental (1), atividades lúdicas (1), licenciatura parcelada (1), currículo (1), modelos e representações (1), monografia de conclusão de curso (2), pesquisa-ação (1). Formação de professores/formação inicial de professores. PIBID e experimentação foram as temáticas com maior presença nesse periódico.

Pelo levantamento foi possível verificar que há uma abordagem maior em relação a formação de professores / formação inicial de professores e a experimentação no Ensino Superior entre os anos de 2010 a 2020.

- O que vem sendo produzido na área de Ensino de Química para o ensino de eletronegatividade?

Para responder a essa questão foram consultados os mesmos periódicos. As palavras-chave utilizadas foram eletronegatividade; ensino; ensino de química. Apenas o periódico Química Nova na Escola (Qnesc) retornou trabalhos quanto à temática do Ensino de eletronegatividade. Considerando o período de 2010 – 2020 foram 2 trabalhos reportados. Esses trabalhos concentram-se no uso de jogos para o Ensino de Química. Ambos trouxeram o jogo de cartas como recurso para o Ensino de Química junto a alunos da educação básica em escolas públicas. Na proposta desses jogos de cartas, os artigos não trazem a eletronegatividade como foco do ensino, mas mencionam que a eletronegatividade foi uma propriedade trabalhada durante as atividades.

De acordo com um estudo feito em 7 livros didáticos utilizados no Ensino Superior, nota-se que em apenas 2 deles há menção à elaboração das escalas de eletronegatividade por Pauling, Mulliken e Allred-Rochow (SANTOS; SILVA; WARTHA, 2011). Os 7 livros analisados foram: “Química: Um curso universitário” de Bruce Mahan e Rollie Myers; “Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente” de Peter Atkins e Loretta Jones; “Química geral” por John Russel; “Química: a Ciência central” por Theodore Brown e Eugene Lemay; “Química Geral e Reações Químicas” por John Kotz e Paul Treichel; “Química inorgânica não tão concisa” por John Lee e “Química inorgânica” por Duward Shriver e Peter Atkins (SANTOS; SILVA; WARTHA, 2011). Os 2 livros apontados pelos autores que tratam sobre as escalas mencionadas foram “Química inorgânica não tão concisa” e “Química Inorgânica”. Das 7 obras consultadas, somente 2 trazem que a escala de Pauling é relativa, sendo elas “Química: Um curso universitário” e “Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente” (SANTOS; SILVA; WARTHA, 2011). Os autores ainda destacam que um dos livros destaca motivos da escala de Pauling ser a mais usada até os dias

atuais, sendo este o de “Química inorgânica não tão concisa” (SANTOS; SILVA; WARTHA, 2011).

Em relação aos livros do Ensino Médio, segundo Santos, Silva e Wartha (2011), a abordagem segue de forma a-histórica e descontextualizada para a maioria das obras consultadas, além de utilizarem somente a definição proposta por Pauling. Foram 6 os livros do Ensino Médio analisados, sendo eles: “Química geral” por Ricardo Feltre; “Química: Realidade e Contexto” por Antônio Lembo; Química & Sociedade por Wildson Santos; “Química na abordagem do cotidiano” por Francisco Peruzzo e Eduardo Canto; “Interatividade química: cidadania, participação e transformação” por Martha Fonseca e “Química geral” por João Usberco. Uma observação interessante de Santos, Silva e Wartha (2011) é a de que há uma aproximação entre os livros de Ensino Médio e Superior no que se refere a forma como a eletronegatividade é tratada nesses materiais.

Pelo levantamento realizado identifica-se que há espaço para tratar sobre eletronegatividade no Ensino de Química. Sendo a eletronegatividade uma propriedade presente na vida dos estudantes desde o Ensino Médio, compondo conteúdo para vestibular, por que não tratar sobre seus possíveis significados a partir daqueles que a estudaram? Além disso, segundo o Parecer do Conselho Nacional de Educação (CNE) com o colegiado da Câmara de Educação Superior (CES), CNE/CES 1303/2001, espera-se que no curso de Química haja a compreensão dessa ciência acerca de seus conceitos e propriedades físicas e químicas principais dos elementos, mas também no reconhecimento da Química como construção humana. Desse modo, entende-se que a abordagem do Ensino Fundamentado em Modelagem (EFM) para a temática de eletronegatividade pode contribuir no entendimento da Ciência como construção humana visto que tal propriedade passa por diferentes interpretações. Essas interpretações foram elaboradas por diversos cientistas que utilizaram os conhecimentos químicos formulados pela comunidade científica, a partir de teorias, experimentações e métodos de pesquisa. A condução desses processos se entrelaça com a possibilidade de estudo dessas pessoas, de acesso aos recursos necessários, de troca de conhecimento entre os pares, de reconhecimento de modelos, de interesses pessoais e interferências externas. Considerando o aspecto teórico, a eletronegatividade é uma propriedade relevante para a área, relacionando-se com explicações sobre a polaridade e contribuições iônicas e covalentes quanto ao estabelecimento de ligações químicas. A comparação do grau de acidez entre compostos pode considerar a eletronegatividade como um dos parâmetros a serem analisados para compreensão.

3 JUSTIFICATIVA

Espera-se que o trabalho contribua para a literatura da área de Ensino em Química no que tange a abordagem da eletronegatividade visto que essa propriedade ainda é pouco explorada na literatura da área. Além disso, nota-se por levantamento bibliográfico que são poucas as propostas de ensino que envolvam a eletronegatividade. Desse modo, o trabalho tem como finalidade a contribuição ao Ensino através da proposta de uma sequência didática que envolva a História da Ciência e o uso de recursos tecnológicos. Isso se deve com o intuito de proporcionar uma aprendizagem mais ampla em relação as formas como a eletronegatividade pode ser interpretada.

4 REFERENCIAL TEÓRICO

3.1 Ligação química

Segundo o *Gold Book* da *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC), considera-se o surgimento da ligação química a partir da formação de uma entidade molecular estável e independente por forças atuantes entre dois átomos ou grupos de átomos. Dessa forma, se conhece como tipos de ligação as ligações covalente, iônica e metálica. As forças intermoleculares também podem ser interpretadas como ligações químicas já que esses tipos de interações são formados entre duas ou mais moléculas, íons ou átomos. As interações são responsáveis pela manutenção de substâncias formadas por átomos ou moléculas isoladas em estado sólido ou líquido.

4.1.1 Ligação covalente

Segundo Filgueiras (2016), no século XX, Gilbert Newton Lewis (**Figura 1**) trouxe a ideia de ligação química como a ligação formada a partir do compartilhamento de pares de elétrons. A representação da ligação química (**Figura 2**) – por pontos ou traço entre os símbolos dos elementos químicos – surgiu por conta das ideias introduzidas por Lewis. O químico partiu de um modelo de átomo cúbico para tratar sobre a disposição dos elétrons de valência na estrutura atômica, conforme será explicado com mais detalhes posteriormente. Nessa estrutura, os elétrons estariam dispostos sob os vértices do cubo. Irving Langmuir, (**Figura 3**), denominou esse tipo de ligação como covalente, além de estudar, publicar e proferir palestras sob o tema, conforme Pauling (1984).

A formação da ligação covalente está relacionada com a estabilidade energética proporcionada pelas forças de atração (a partir das entidades: elétrons-núcleos) e pelas forças de repulsão (elétron-elétron) e (núcleo-núcleo). A ligação covalente é, portanto, formada pelo compartilhamento de elétrons, sendo que a densidade eletrônica é distribuída pelos átomos envolvidos com a ligação.

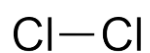
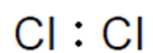
Figura 1 – Gilbert Newton Lewis.



Fonte: Disponível em:

https://lqes.iqm.unicamp.br/canal_cientifico/lqes_cultural/lqes_cultural_ano_intern_Gilbert_LLewi.html. Acesso em: 29 dez 2021.

Figura 2 – Representação da ligação química por pontos e traço em Cl_2 .



Fonte: Elaborada pela autora.

Figura 3 – Irving Langmuir.



Fonte: Gugliotti (2001, p. 574).

4.1.2 Ligação iônica

A ligação iônica é originada pela interação eletrostática oriunda de íons presentes em retículos tridimensionais formando a estrutura de sólidos. A estrutura do retículo é tridimensional e os íons que a compõe são de carga positiva e negativa. O posicionamento desses cátions e ânions ocorre de forma alternada, proporcionando interações de atração e repulsão entre essas entidades, conforme Duarte (2001). De acordo com Duarte (2001), a estabilidade energética para os compostos iônicos é determinada a partir dessas interações eletrostáticas por meio do conhecimento da energia reticular. O cálculo teórico da energia reticular pode ser dado por diferentes formas, dentre essas através da Equação Born-Landé (Equação 1). Por meio dessa equação, a energia reticular (E_r) é determinada a partir da carga dos íons envolvidos, de um termo de repulsão, da distância interiônica entre as entidades e de uma constante representativa da estrutura cristalina da célula unitária (constante de Madelung). A equação representativa da energia reticular (E_r) para um sistema puramente iônico é,

$$E_r = \left(\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0} \right) \frac{AZ^+Z^-}{R_e} \left(1 - \frac{1}{n} \right), \quad (\text{Equação 1})$$

na qual, A representa a constante de Madelung, Z^+ a carga dos cátions e Z^- a carga dos ânions, e a carga do elétron ($1,602\,176\,634 \times 10^{-19}$ C), ϵ_0 a permissividade elétrica no vácuo ($8,854\,187\,817 \times 10^{-12}$ F.m⁻¹), R_e a distância interiônica e η a medida de compressibilidade determinada de forma experimental de acordo com o sólido.

Segundo Duarte (2011), essa equação descreve a energia reticular de um sólido iônico a partir de um modelo puramente iônico. Isso corresponde a explicação de 98% da energia de rede experimental quando comparada a energia teórica (calculada) para sólidos considerados iônicos. Os 2% de diferença entre os valores experimentais e teóricos correspondem a covalência. Tratar ligações químicas como puramente iônicas ou puramente covalentes é um tanto quanto equivocado. Isso ocorre porque em ligação os átomos podem atrair os elétrons mais firmemente ou não para si. A capacidade de atração dos elétrons em ligação química está relacionada à eletronegatividade (representada pela letra χ). É por conta dessa habilidade de atração pelos átomos, que os elétrons podem ser encontrados próximos àqueles mais eletronegativos. Porém, ainda há a possibilidade de serem encontrados próximos aos átomos menos eletronegativos também. Logo, a ligação química denominada como iônica não pode ser lida como puramente iônica sem qualquer consideração da contribuição covalente.

Uma outra forma de se aproximar da energia reticular é através do uso do ciclo de Bohr-Haber que utiliza as entalpias envolvidas em etapas. Segundo Atkins e Jones (2012), a entalpia do retículo e a energia reticular podem ser interpretadas de modo semelhante. O ciclo de Bohr-Haber consiste num caminho fechado de etapas. Uma dessas etapas é a de formação do sólido a partir dos íons na fase gasosa. A variação de entalpia envolvida nessa etapa direciona ao conhecimento da energia reticular. Dessa forma, o ciclo de Bohr-Haber permite a determinação da entalpia a partir de dados empíricos e de etapas que envolvem a atomização, ionização dos elementos, a combinação dos íons na forma gasosa para a de sólido iônico e, posteriormente, a formação novamente dos elementos partindo do sólido iônico.

4.1.3 Ligação metálica

Os metais apresentam propriedades representativas de seu grupo, como o brilho, a maleabilidade, a ductilidade e a condução de eletricidade. A condução elétrica pode ser explicada por meio da proximidade de bandas de valência e de condução típicas de metais. Conforme explica Duarte (2001), se um sistema é metálico, considera-se que esse é formado por átomos de um mesmo elemento químico classificado então como um metal. Esses átomos

são dispostos de maneira próxima uns aos outros, assim há um elevado número de átomos que proporcionam um número enorme de níveis de energia com energia próxima entre eles. De acordo com Duarte (2001), ao ter um alto número de orbitais com energia muito próxima torna-se difícil distinguir cada orbital molecular. Segundo o autor, é por conta disso que se passa a usar o termo banda como se existisse um contínuo de estados eletrônicos. Nos metais, a proximidade entre a banda de valência e a banda de condução é alta, resultando na intersecção entre elas e na condução elétrica.

Um outro modelo bastante utilizado também para tratar sobre os metais é do mar de elétrons. Nesse modelo, considera-se que um bloco metálico consiste num arranjo de cátions rodeados pelos elétrons de valência mais fracamente ligados aos núcleos (ATKINS; JONES, 2012). A mobilidade desses elétrons proporciona o entendimento da ductilidade, da condução térmica e de eletricidade dos metais de forma satisfatória. Assim, a condução térmica e de eletricidade parte da mobilidade dos elétrons nesse modelo e a ductilidade surge da capacidade de deslocalização eletrônica, permitindo mudanças na estrutura metálica.

4.1.4 Caráter iônico em ligações tratadas como covalentes

Como mencionado anteriormente, é delicado apontar uma ligação química como puramente iônica ou puramente covalente. Trata-se como puramente covalente, de forma geral, o envolvimento de 2 átomos iguais em ligação que não sejam muito pesados. O que se conhece é que há caráter predominante de um tipo ou outro na ligação, ou seja, uma ligação pode ter caráter predominantemente iônico ou predominantemente covalente. Isso ocorre devido aos valores de eletronegatividade serem diferentes entre os átomos da ligação (ATKINS; JONES, 2012). A diferença de eletronegatividade provoca uma distorção da nuvem eletrônica da ligação química. Como resultado desta distorção, o átomo com maior eletronegatividade (átomo Y, por exemplo) adquire uma carga parcial negativa (δ^-), enquanto o átomo com menor eletronegatividade (átomo X, por exemplo) adquire uma carga parcial positiva (δ^+).

Devido a diferença de eletronegatividade dos átomos aponta-se se uma ligação é predominantemente iônica ou covalente. De forma simples pode-se determinar se uma ligação entre dois átomos possui caráter predominantemente iônico ou covalente. Para isso, de forma geral, considera-se que uma diferença de eletronegatividades superior a 2,0 – pela escala de Pauling – indica que há uma distorção considerável da nuvem eletrônica e, portanto, a interação entre os átomos assume um caráter predominantemente iônico. Caso a diferença de

eletronegatividades seja menor que 1,5; então a ligação química é considerada como predominantemente covalente (ATKINS; JONES, 2012).

Por exemplo, comparando a eletronegatividade (χ) do hidrogênio e do cloro, determina-se o caráter predominante da ligação entre eles. Dentre as escalas de eletronegatividade disponíveis, tomaremos como exemplo os valores de eletronegatividade por Pauling (χ_P). Sendo a eletronegatividade (χ_P) do hidrogênio equivalente a 2,20 e a do cloro como 3,16, conforme Haynes, Lide e Bruno (2014), a diferença de eletronegatividade entre eles corresponde a 0,96 conforme equação abaixo:

$$|\Delta\chi| = |3,16 - 2,20| = 0,96 \quad (\text{Equação 2})$$

Logo, a ligação química presente no ácido clorídrico tem caráter predominantemente covalente e há formação de cargas parciais. Devido à maior eletronegatividade, o átomo de cloro tende a possuir uma carga parcial negativa (δ^-), enquanto o hidrogênio apresenta uma carga parcial positiva (δ^+). Como há formação de cargas, a molécula é considerada polar.

A polaridade é determinada pelo momento de dipolo elétrico ou momento dipolar elétrico μ . O momento de dipolo elétrico é uma grandeza vetorial que relaciona a carga parcial e a distância através da equação 3:

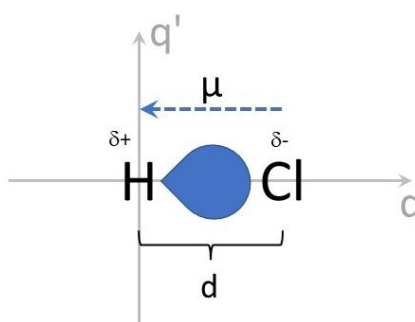
$$|\mu| = |\delta|.d. \quad (\text{Equação 3})$$

O momento dipolar representa o conjunto de duas cargas de sinais opostos separadas por uma certa distância d . De acordo com Mahan e Myers (1995), para medir a separação de carga nas ligações pode-se aplicar um campo elétrico pela molécula. Com isso, a molécula buscaria a adequação ao campo elétrico, ou seja, o polo negativo seria atraído pela parte positiva do campo e o polo positivo seria atraído pela parte negativa. Essa orientação promove uma variação de energia que pode ser medida, fornecendo o momento dipolar elétrico a partir dos resultados (MAHAN; MYERS, 1995). Logo, os dipolos são formados devido a distorção da densidade eletrônica ao redor da ligação impulsionada pela diferença de eletronegatividades entre os átomos. Por ser uma grandeza vetorial, o momento dipolar apresenta direção e sentido, sendo orientado a partir do centro de carga negativa para positiva (ATKINS; JONES 2012).

Desse modo, se for considerada uma ligação heteronuclear (formada por átomos diferentes) há eletronegatividades diferentes que provocam uma distorção da nuvem eletrônica da ligação. São criadas então as cargas parciais que representam o aumento ou a diminuição de

densidade eletrônica ao redor do átomo. Consequentemente, as cargas parciais atuam como polos de maior ou menor densidade eletrônica. Essa polarização formada é o que se compreende como polaridade. Portanto, uma ligação é dita polar através da diferença de eletronegatividade entre os átomos. Mas a afirmação que uma molécula é polar não depende somente dessa análise. Para reconhecer uma molécula como polar ou apolar, é preciso analisar todas as ligações químicas presentes e, consequentemente, a simetria molecular. Em cada ligação deve ser considerado o vetor do momento dipolar. Pode-se desenhar o vetor de cada ligação e, posteriormente, somá-los para encontrar o vetor resultante final, ou seja, o momento dipolar resultante (μ_R). Se a soma dos vetores for diferente de zero ($\mu_R \neq 0$), então a molécula é polar. Caso a soma dos vetores seja igual a zero ($\mu_R = 0$) a molécula é apolar (ATKINS; JONES, 2012). Tomando como exemplo o HCl, temos que o vetor de momento dipolar para a molécula pode ser representado da seguinte maneira, caracterizando então que seja polar (**Figura 4**).

Figura 4 – Representação do momento dipolar para a molécula HCl.



Fonte: Elaborada pela autora.

Dessa forma, uma ligação covalente é polar quando os elétrons são compartilhados de forma desigual entre os núcleos. Já a ligação covalente apolar é caracterizada pelo compartilhamento igual dos elétrons pelos núcleos (MAHAN; MYERS 1995). Dentre as moléculas covalentes apolares estão as moléculas diatômicas homonucleares, como o O_2 e o Cl_2 .

4.1.5. Caráter covalente em ligações tratadas como iônicas

Alguns compostos apresentam uma diferença de eletronegatividade entre os átomos superior a 2,0 o que corresponde então, aos compostos dito iônicos. Logo, quando a diferença

de eletronegatividade entre os átomos é considerável, classifica-se um composto como iônico. O elemento com maior eletronegatividade assume o papel de ânion, enquanto o outro se assemelha a um cátion. São compostos com caráter predominantemente iônico, como o cloreto de sódio (NaCl), o fluoreto de lítio (LiF), entre outros.

Quando se parte de átomos que assumem posição como ânions e cátions há associada uma propriedade presente na ligação desses: a polarizabilidade (ATKINS; JONES, 2012). Por exemplo, o sal LiCl. O lítio apresenta-se como Li^+ e o bromo como Cl^- . O cátion de lítio é pequeno e apresenta densidade de carga positiva, ou seja, é um cátion com elevada densidade de carga. Por conta disso, o Li^+ possui boa capacidade em polarizar o ânion Cl^- . Isso significa que a densidade de carga elevada do lítio promove uma distorção da nuvem eletrônica do Cl^- . Por conta da distorção, há um aumento de densidade eletrônica entre os íons, promovendo a covalência.

4.2 Os primórdios sobre eletronegatividade

Durante o século XX, Gilbert Newton Lewis trouxe contribuições muito importantes para a compreensão da ligação química e da valência, através dos estudos que resultaram no modelo de átomo cúbico e no compartilhamento de par eletrônico.

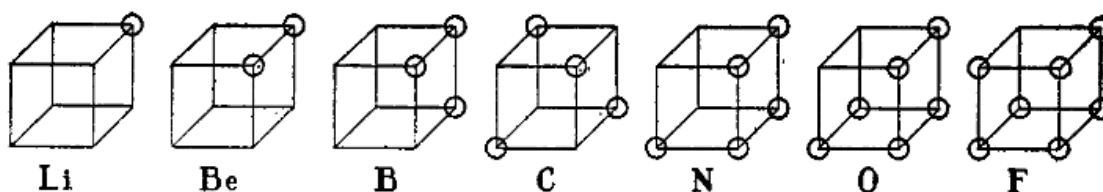
De acordo com Santos, Silva e Wartha (2011), Lewis foi responsável por atribuir um significado mais claro à ideia de valência. Para Lewis o número de valência ou valência se trata do número de posições ou regiões ou pontos (terminais de ligação) no átomo em que o apego aos pontos correspondentes em outros átomos ocorre. Lewis trouxe a distinção entre valência e número polar. Para Lewis o número polar representava o número de elétrons perdidos por um átomo, assim se pode compreender com o que conhecemos como número de oxidação. Essa distinção de número de valência e número polar seria importante para a compreensão de que as ligações envolvem transferência eletrônica, pois assim como um átomo poderia perder um elétron, também poderia recebê-lo. Ademais, a ideia de valência posta por Lewis representa o conhecimento das possibilidades que um átomo possui de se combinar com outro.

O modelo de átomo cúbico (**Figura 5**) que deu origem ao entendimento de ligação química a partir do compartilhamento de um par eletrônico foi um grande marco para o entendimento de compostos químicos. Ao dispor os elétrons nos vértices de um cubo, Lewis trouxe uma representação de ligação química entre os átomos. A distribuição dos elétrons de

valência pela estrutura cúbica acompanhou seis postulados (LEWIS, 1916, p. 768, tradução livre).

1. Em cada átomo há um “caroço” essencial que permanece inalterado em todas as mudanças químicas ordinárias e que possui um excesso de cargas positivas correspondendo em número ao número ordinal do grupo na tabela periódica ao qual pertence o elemento.
2. O átomo é composto do caroço e de um átomo externo ou camada que, no caso do átomo neutro, contém elétrons negativos em número igual ao excesso de cargas positivas no caroço, mas o número de elétrons na camada pode variar durante a transformação química entre 0 e 8.
3. O átomo tende a ter um número par de elétrons na camada (de valência), e especialmente a ter 8 elétrons que são normalmente arranjados simetricamente nos 8 vértices de um cubo.
4. Duas camadas atômicas são mutuamente interpenetráveis.
5. Os elétrons podem ordinariamente passar prontamente de uma posição na camada externa para outra. Não obstante, eles são mantidos em posição por limitações mais ou menos rígidas, e essas posições e a grandeza das limitações são determinadas pela natureza do átomo e dos outros átomos que estejam combinados com o primeiro.
6. As forças elétricas entre partículas que estejam muito próximas não obedecem à simples lei do inverso dos quadrados que prevalece em distâncias maiores.

Figura 5 - Representação do arranjo de elétrons de valência no átomo.



Fonte: Lewis (1916, p. 767).

Linus Pauling (1984) trata no artigo “*G. N. Lewis and the Chemical Bond*” sobre seu contato com o conhecimento sobre ligação química a partir das ideias de Lewis. No início da obra, Pauling (1984) relembrou que seu primeiro contato com as ideias de Lewis partiu da leitura do artigo “*The Atom and the Molecule*”. Tal artigo foi publicado no *Journal of the American Chemical Society* em 1916. Pauling comparou o artigo de Lewis com o artigo publicado por Walther Kossel no mesmo ano. Para ele, o artigo de Kossel – que era em número de páginas bem superior ao de Lewis – não trazia grandes contribuições; se falava de valência, mas não se tratava sobre a covalência (PAULING, 1984).

Pauling (1984) retomou a época em que trabalhava em tempo integral como instrutor em análise quantitativa durante os anos de 1919 e 1920. Foi na biblioteca da Química no *Oregon Agricultural College* que Pauling teve acesso aos periódicos e pôde ler sobre os trabalhos de Lewis e Irving Langmuir (PAULING, 1984). É interessante destacar que em seus relatos, Pauling conta sobre a falta de dinheiro antes do emprego como instrutor e da importância da biblioteca de química como seu escritório particular. Nos anos de 1920, Pauling foi convidado para atuar como professor no Instituto de Tecnologia da Califórnia (PAULING, 1984).

Em uma viagem para a Califórnia, Pauling aproveitou o tempo de parada do trem para conhecer o *Gilman Hall* da Universidade da Califórnia. O *Gilman Hall* é considerado um Patrimônio Histórico Químico dos EUA, além de ter dois Prêmio Nobel concedidos por pesquisas realizadas em suas dependências na década de 1950. No quadro de pesquisadores desse campus está Lewis. Na sua breve visita ao *Gilman Hall*, Pauling relatou que não o encontrou, talvez porque fosse um sábado. Porém, lá estava um estudante de pós-graduação chamado Roy Newton com quem conversou por algum tempo.

Em 1924, Pauling visitou junto com sua esposa aquele que seria responsável por lhe instigar o interesse em Química quando tinha apenas 13 anos, Lloyd Alexandre Jeffress (PAULING, 1984). Durante a visita ao seu amigo na cidade de Berkeley na Califórnia, Pauling conheceu Lewis e conversou sobre a determinação de estruturas cristalinas com o uso da difração de raios X. Dessa viagem, Pauling se inscreveria para uma bolsa do Conselho de Pesquisa tendo a autorização de Lewis para desenvolver seu trabalho em Berkeley. Pouco tempo depois, Pauling desistiria dessa bolsa para aceitar outra proposta na Europa. Pauling e Lewis viriam a se encontrar novamente em 1928. Nesse breve encontro, era intuito de Lewis convidar o colega professor para um emprego, porém o diretor do Instituto de Tecnologia da Califórnia o persuadiu a não concretizar a proposta (PAULING, 1984).

Em 1929, Pauling atuava como professor palestrante visitante em Berkeley. Durante 5 anos, por conta das palestras, passava cerca de 1 a 2 meses no local (PAULING, 1984). Dessa

forma, os encontros com Lewis passaram a ser mais frequentes. Pauling ministrava palestras com frequência, às quais, tratavam sobre ligação química e estrutura molecular baseado na teoria da mecânica quântica e em análises empíricas acerca das propriedades das substâncias. Logo, Lewis se interessava pelas ideias de Pauling e assim as conversas traziam esclarecimentos à ambos (PAULING, 1984).

Além de Lewis, outro nome importante na contribuição do entendimento da ligação química foi o de Irving Langmuir. De acordo com Pauling (1984), os artigos publicados por Langmuir em 1919 contribuíram de forma significativa à teoria de par eletrônico compartilhado como ligação química. Após o artigo de 1916, Lewis pretendia publicar mais ideias e informações acerca da teoria de valência, porém devido aos serviços prestados durante a I Guerra, teve de se afastar da escrita de novos artigos. Enquanto isso, Langmuir publicou doze artigos e proferiu diversas palestras acerca das ideias de Lewis, estudando e melhorando sua teoria. Pauling acreditava, ao menos por um momento, que Lewis não dava os devidos créditos à Langmuir, mesmo após as contribuições e adições à sua teoria.

Em 1923, Lewis escreveu sobre as contribuições de Langmuir destacando que *“na verdade, o trabalho do Dr. Langmuir tem sido totalmente independente, e tais adições como ele fez ao que foi declarado ou implícito no meu trabalho deve ser creditado a ele sozinho”* (apud Pauling, 1984, p. 202, tradução livre). Acrescentou ainda que:

“Tem sido motivo de muita satisfação para mim que no curso desta série de aplicações da nova teoria, conduzida com a maior perspicácia, o Dr. Langmuir não foi obrigado a mudar a teoria que avancei.” (LEWIS, 1923, apud PAULING, 1984, p. 202, tradução livre).

Nota-se que as ideias em relação a ligação química entre Lewis e Langmuir se fazem presentes até hoje. De Lewis vem a ideia da ligação química que foi chamada de ligação covalente por Langmuir.

Segundo Pauling (1984), Lewis considerava os avanços de Langmuir como satisfatórios e reconhecia que suas contribuições atraíram a atenção de muitos cientistas. Além disso, Lewis considerava que a teoria sobre ligação química não deveria ser atrelada a algo como Lewis-Langmuir, pois Langmuir havia trabalhado de forma independente (PAULING, 1984).

Conforme Pauling (1984), a principal contribuição de Lewis foi a ideia de que a ligação química é um par de elétrons mantidos em conjunto entre dois átomos. Além disso, Lewis discutiu o caráter iônico parcial das ligações covalentes colocando que o compartilhamento do par eletrônico poderia se fazer mais próximo de um átomo que de outro. Com isso, se entendia que o par eletrônico entre dois átomos idênticos se encontrava compartilhado entre eles. Quando

os átomos não fossem idênticos, então o par de elétrons poderia ser deslocado para um ou outro átomo. A ideia de que o caráter iônico parcial de uma ligação pode a tornar mais estável é atribuída à mecânica quântica na década de 1930. Assim, tinha-se na época que o caráter iônico parcial de uma ligação a tornaria mais estável, tendo menor energia, ao contrário de uma ligação covalente pura entre átomos diferentes.

Langmuir nomeou a ligação química proposta por Lewis como ligação covalente (PAULING, 1984). Ademais, introduziu os conceitos de eletroneutralidade e isosterismo (PAULING, 1984). A eletroneutralidade parte do princípio de que os elétrons em uma molécula devem estar distribuídos de forma que as cargas formais nos átomos sejam próximas a zero, colaborando no aspecto de formação de ligação covalente. O princípio da eletroneutralidade não foi muito utilizado por Langmuir e foi ignorado por Lewis (PAULING, 1984).

Segundo Pauling (1984), Lewis e o estudante A. L. Parson trouxeram ideias importantes sobre a estrutura do elétron. Parson publicou, em 1915, que o elétron se comportava como um anel giratório de eletricidade negativa que possuía um momento magnético e poderia ser chamado de magneton. Enquanto Lewis tomava a magnitude do elétron como constante, Parson a tomava como variável. Mais tarde, Lewis considerou que essa ideia era improvável, porém possível. Após 25 anos, foi constatado que o elétron possui um momento magnético.

O estudo de Pauling acerca da obra e dos conceitos trazidos por Lewis fizeram com que enviasse algumas considerações a respeito de um artigo publicado no *Journal of Chemical Education*, Pauling responde ao artigo “*A Needed Replacement for the Customary Description of Chemical Bonding*” de 1982. Segundo Pauling, um trecho do referido artigo dizia que a descrição da ligação estava disponível há 14 anos e que cálculos de energia de ligação vinham a ser disponíveis por meio daquele trabalho como forma de uma descrição superior de ligação. Em resposta ao trecho, Pauling pontuou sobre a disponibilidade do método de cálculos para a energia de ligação. Pauling lembrou que Lewis trouxe em um artigo de 1916 e em um livro de 1923 a descrição da ligação química a partir de dois elétrons compartilhados entre os núcleos. Dessa disposição surge o caráter parcial iônico da ligação segundo a proximidade dos elétrons com os núcleos. Segundo Lewis, há uma estabilidade energética proporcionada pelo caráter iônico parcial. Isso foi possível a partir do aprimoramento do trabalho de Lewis através da mecânica quântica. A capacidade da ligação apresentar-se de forma intermediária e não puramente covalente ou puramente iônica, foi útil para a determinação da escala de eletronegatividade proposta por Pauling em 1932. Dessa forma, já havia sido trabalhado, há pelo menos 50 anos, o cálculo de energias de ligação com base no caráter iônico da ligação.

4.3 Os significados e as escalas de eletronegatividade

Segundo Tantardini e Oganov (2021), a eletronegatividade é definida como a tendência de um átomo em atrair a densidade de elétrons e assim polarizar a ligação química. De acordo com os autores, o conceito de eletronegatividade pode ser identificado até 1819 quando Jöns Jacob Berzelius dividiu os elementos em eletronegativos e eletropositivos. Esse conceito em forma qualitativa foi muito útil e surgiu antes mesmo da descoberta do elétron (TANTARDINI; OGANOV, 2021). Conforme tratam Tantardini e Oganov (2021), Gilbert N. Lewis formulou, em 1916, a teoria da ligação química e o desenvolvimento dessa teoria levou Linus Pauling a formular, em 1932, um conceito quantitativo de eletronegatividade baseado em dados termodinâmicos.

Diversas escalas de eletronegatividade foram elaboradas até hoje. Miessler, Fischer e Tarr (2014) trazem um resumo sobre essas abordagens proporcionando uma visão geral sobre algumas escalas existentes conforme **Tabela 1**. Nesse trabalho, a proposta de uma sequência didática com foco na eletronegatividade utiliza as escalas sugeridas por Pauling, Mulliken, Allred, Rochow e Allen.

Tabela 1: Escalas de eletronegatividade

Autores principais	Método de descrição da escala
Pauling	Energia de ligação
Mulliken	Média da energia de ionização e afinidade eletrônica
Allred e Rochow	Atração eletrostática proporcional a Z_{ef}/r^2
Sanderson	Densidades de elétrons dos átomos
Pearson	Média de energia de ionização e afinidade eletrônica
Allen	Energia média de elétrons da camada de valência, energias de configuração
Jaffé	Eletronegatividade do orbital

Fonte: Miessler, Fischer e Tarr (2014, p. 58).

4.3.1 Escala de eletronegatividade por Linus Pauling

Linus Pauling (**Figura 6**) propôs a primeira escala de eletronegatividade em 1932 a partir de dados experimentais. Após a introdução da mecânica quântica, segundo Pauling (1988), foi reconhecido que o valor da a energia de uma molécula contendo uma ligação simples com caráter parcialmente iônico apresentaria uma energia menor quando comparada a moléculas com estrutura covalente sem caráter iônico (PAULING, 1988). Pauling já havia discutido sobre o caráter predominante iônico ou covalente.

Figura 6 – Linus Pauling.



Fonte: Simoni *et al.* (2003, p. 84).

Pauling procurou mostrar as diferenças entre as energias de ligações de moléculas homonucleares (A-A, B-B) e heteronucleares (A-B). Pauling considerou que a energia de ligação de uma molécula heteronuclear (A-B) seria equivalente à média das energias de ligação das moléculas homonucleares que a formariam (A-A e B-B) através da Equação 4. As energias de ligação são expressas na Equação 4 por $D(A-A)$, como sendo a energia de ligação da molécula A_2 e por $D(B-B)$, como sendo a energia de ligação da molécula B_2 . Segundo Pauling (1988), seus estudos mostraram que, a energia de uma ligação covalente simples entre dois átomos diferentes é próxima à média aritmética de energias de ligação correspondentes entre os átomos semelhantes envolvidos. Dessa forma, de acordo com Pauling (1988), a quantidade de energia liberada quando elementos com ligações simples reagem para formar compostos com ligações simples deve ser sempre positiva. No entanto, experimentalmente, os valores de

energia de ligação obtidos para entidades heteronucleares A-B foram maiores que o esperado teoricamente.

$$D(A - B) = \frac{[D(A-A)+D(B-B)]}{2}, \quad (\text{Equação 4})$$

A diferença de valores observada, poderia ser explicada pela contribuição de caráter iônico dada à ligação. Além disso, outro ponto importante observado foi que os valores reais de energia de ligação das moléculas heteronucleares eram maiores que a média proposta e que esta aumentava à medida que os átomos fossem diferentes (WARTHA; SANTOS; SILVA, 2011) Isso levou ao entendimento da propriedade eletronegatividade, sendo então conhecida como a capacidade que um átomo possui em atrair os elétrons para si. Dessa forma, Pauling estabeleceu que a diferença entre a energia de ligação real e a média aritmética entre as energias de ligação A-A e B-B pode ser representada por Δ da seguinte forma:

$$\Delta = D(A - B) - \frac{[D(A-A)+D(B-B)]}{2}. \quad (\text{Equação 5})$$

Dessa maneira, presume-se que os valores delta nunca seriam negativos, porém para hidretos de metais alcalinos isso não funcionava (WHARTA; SANTOS; SILVA, 2011). Novas formulações foram feitas até que se chegasse na readequação de Δ (Equação 6). Assim, Δ' representa a diferença entre a energia de ligação real e a média geométrica entre as energias de ligação A-A e B-B.

$$\Delta' = D(A - B) - [D(A - A) \cdot D(B - B)]^{1/2}. \quad (\text{Equação 6})$$

Pauling pôde então formular uma escala de eletronegatividade com os valores obtidos. Ao notar que os valores obtidos para os não-metais não satisfaziam uma relação linear, propôs uma nova adequação, fornecendo assim os valores de diferença de eletronegatividade entre os elementos. Dessa forma, as diferenças de eletronegatividade foram definidas e tomou-se como base de referência o hidrogênio e o flúor. O hidrogênio é um elemento capaz de formar ligações covalentes com uma boa diversidade de elementos e, por conta disso, acabou sendo o escolhido como referência, enquanto o flúor é o elemento mais eletronegativo. Assim, os valores de eletronegatividade de outros elementos puderam ser definidos a partir da comparação com a eletronegatividade do hidrogênio. A eletronegatividade foi então representada através da

equação 7, considerando dois elementos químicos representados, como exemplo, por A e B e as energias de ligação provenientes da molécula diatômica heteronuclear formada por eles (AB) e das moléculas diatômicas homonucleares (A_2 e B_2). O termo 0,18 vincula-se a uma constante que abarca as contribuições iônicas, ou seja, sua origem é interligada com o Δ .

$$|\chi_A - \chi_B| = (0,18) \cdot [D(A - B) - [D(A - A)D(B - B)]^{1/2}]^{1/2}. \quad (\text{Equação 7})$$

4.3.2 Escala de eletronegatividade por Robert Mulliken

O químico Robert Sanderson Mulliken (**Figura 7**) também elaborou uma escala de eletronegatividade. A definição sugerida pelo cientista carrega a implicação de que a eletronegatividade de um átomo é aproximadamente independente de sua proximidade de abordagem para outro átomo. Mulliken sugeriu, em 1934, uma escala de eletronegatividade baseada na energia de ionização (EI) e na afinidade eletrônica (AE) dos átomos, como se segue abaixo:

$$X = \frac{(EI + AE)}{2}, \quad (\text{Equação 8})$$

Sendo a eletronegatividade possível de ser obtida pela energia de ionização e pela afinidade eletrônica, então há a relação da eletronegatividade com energias pertencentes aos átomos isolados (MULLIKEN, 1934).

Por definição, segundo Haynes, Lide e Bruno (2014), a energia de ionização (EI) é a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo ou molécula isolada, em seu estado fundamental vibracional, na fase de gás:



A energia de ionização é dada em elétron-volts (eV) para um átomo isolado ou então em quilojoules por mol ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$).

De acordo com Haynes, Lide e Bruno (2014), a afinidade eletrônica de um elemento é definida como a diferença de energia entre o estado fundamental do elemento neutro e o estado mais baixo do íon correspondente:



A afinidade eletrônica é dada em elétron-volts (eV) para um átomo isolado ou então em quilojoules por mol (kJ.mol^{-1}).

Com essa escala é possível calcular valores de eletronegatividade de um elemento em diferentes estados de oxidação (MULLIKEN, 1934). Então, para situações com valências elevadas, a eletronegatividade é maior.

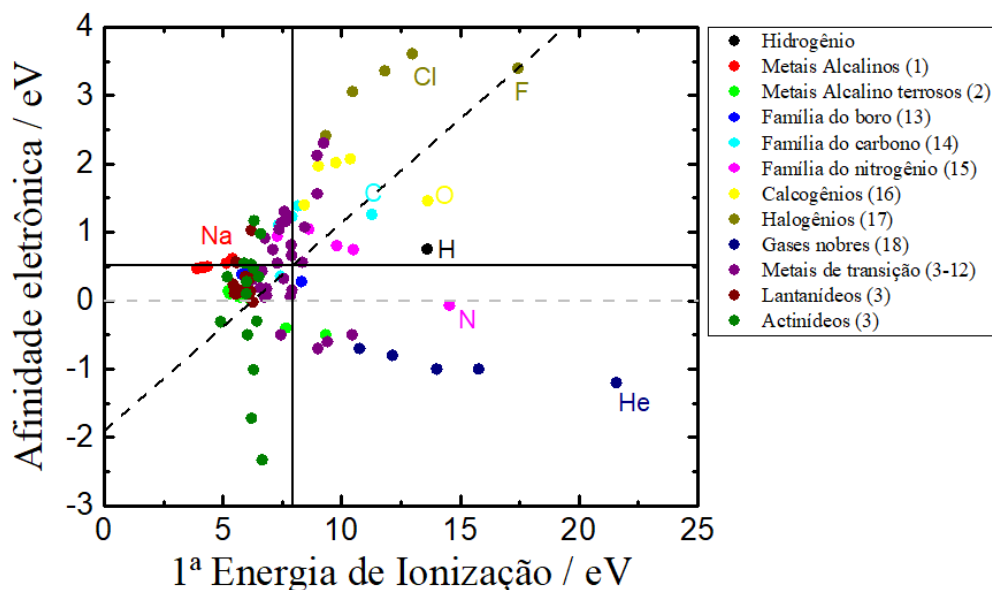
Por trazer uma eletronegatividade dependente dos valores experimentais de energia de ionização e afinidade eletrônica, que todos os elementos químicos possuem, a eletronegatividade de Mulliken consegue apontar valores de eletronegatividade dos gases nobres como He e Ne, por exemplo. A escala de eletronegatividade de Mulliken é coerente com o pensar sobre essas energias de átomos isolados. Assim, se o átomo tem dificuldade em doar um elétron, então a energia de ionização é alta e a eletronegatividade também tende a ser. Se a afinidade eletrônica é relativamente alta, então é energeticamente favorável ligar um elétron a um átomo. Dessa forma, é difícil que um elemento com essas características tende a ser bastante eletronegativo. As famílias dos elementos químicos apresentam comportamento entre afinidade eletrônica (AE) e primeira energia de ionização segundo a **Figura 8**, o que permite estimar aqueles com maior ou menor eletronegatividade na tabela periódica.

Figura 7 – Robert Sanderson Mulliken.



Fonte: Disponível em <https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/1966/summary/>. Acesso em 05 dez 2021.

Figura 8 – Relação entre a Energia de Ionização e a Afinidade Eletrônica.



Fonte: Elaborada pela autora.

4.3.3 Escala de eletronegatividade por Allred-Rochow

Outra escala proposta para tratar sobre a eletronegatividade foi a de Albert Allred (**Figura 9.a**) e Eugene Rochow (**Figura 9.b**) em 1958. Os químicos em questão propuseram uma relação para a eletronegatividade de um átomo que envolve a carga nuclear efetiva e o raio covalente. Os valores de eletronegatividade determinados para os elementos químicos podem ser visualizados na **Figura 10**.

Nessa proposta, a força atrativa entre núcleo e elétron é estimada a partir da eletrostática que envolve cargas pontuais (ALLRED; ROCHOW, 1958). Considera-se que r é a distância entre um elétron e um núcleo; e é a carga no elétron e Z_{ef} é a carga nuclear efetiva no elétron. O elétron é considerado como estando no limite covalente do átomo, ou seja, trata-se do raio covalente (r). Para a determinação da carga nuclear efetiva (Z_{ef}) sentida pelo elétron a partir do núcleo e dos elétrons circundantes, toma-se as regras de Slater. As regras de Slater surgem com a compreensão da carga nuclear efetiva. A carga nuclear efetiva representa a carga experimentada pelo elétron. Essa carga é menor que a carga nuclear real, pois há repulsões elétron-elétron que proporcionam uma menor carga nuclear a ser sentida pelo elétron. Dessa forma, um elétron é blindado pelos demais para a atração total do núcleo (ATKINS; JONES, 2012). O conceito de blindagem pode ser traduzido em termos quantitativos por funções e

constantes de blindagem de Slater. Conforme explica Oliveira (2002), cada elétron possui uma constante de blindagem diferente em cada subnível particular. Desse modo, segundo Oliveira (2002), regras foram formuladas para obtenção dos valores médios das constantes de blindagem para cada tipo de elétron. Essas regras elaboradas por Slater são úteis na determinação de constantes de blindagens de elétrons em orbitais. De forma geral, considerando-se, por exemplo, um elétron do agrupamento (ns, np) e cada um dos elétrons restantes nesse grupo blindam o elétron considerado por um fator de 0,35. Já os elétrons na camada (n-1) blindam, cada um, com um fator 0,85. Cada um dos elétrons em camada (n-2) ou inferior contribui com o fator 1,00. O valor obtido a partir dessas etapas é subtraído da carga nuclear para determinação da carga nuclear efetiva de determinado elétron. Fatores de blindagem também foram determinados para agrupamentos (nd, nf) conforme trata Oliveira (2002).

Com os valores do raio e da carga nuclear efetiva, obtém-se a força de atração que é dada por:

$$F = \frac{(e^2 \cdot Z_{ef})}{r^2}. \quad (\text{Equação 11})$$

Com isso, compreende-se que a força de atração determinada atua como uma medida aproximada da extensão em que um átomo em uma molécula atrai elétrons para si. Além disso, é o que se pode chamar de eletronegatividade absoluta de um átomo (ALLRED; ROCHOW, 1958). A razão Z_{ef}/r^2 foi calculada para 31 elementos a partir dos valores de raio covalente descritos no trabalho de Pauling. Tanto a escala de Pauling como a de Allred-Rochow podem conter imprecisões. Na escala de Pauling as imprecisões podem estar contidas nos dados termodinâmicos e na de Allred-Rochow em desvios dos valores de raio covalente e carga nuclear efetiva.

Ajustando-se a equação dada anteriormente de modo que a eletronegatividade possa ser expressa por meio de uma função linear obtém-se a equação abaixo, à qual, proporcionou a determinação da eletronegatividade de 41 elementos químicos. Dessa maneira, o ajuste linear permitiu a aproximação em escala em relação à escala formulada por Pauling (ALLRED; ROCHOW, 1958).

$$\chi = 0,359 \cdot \frac{Z_{ef}}{r^2} + 0,744. \quad (\text{Equação 12})$$

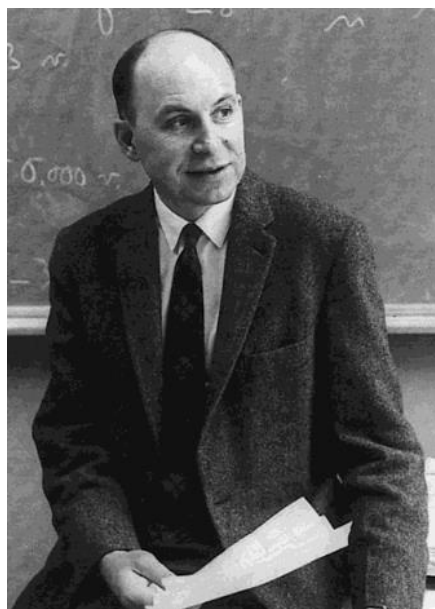
Figura 9 – Albert Allred (a) e Eugene Rochow (b).

a)



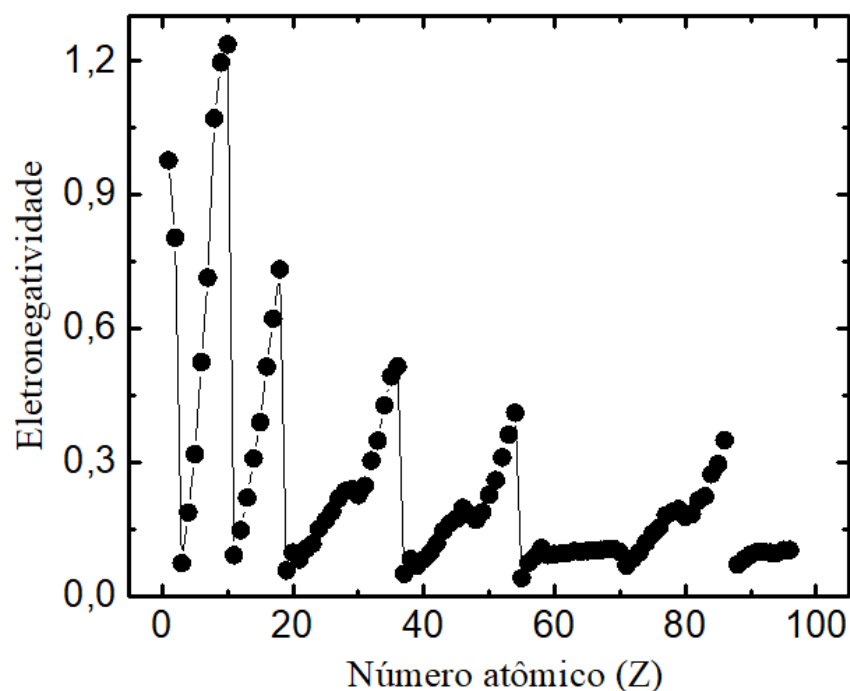
Fonte: Disponível em: <https://chemistry.northwestern.edu/people/emeritus-faculty/index.html>. Acesso em 19 dez 2021.

b)



Fonte: Seyferth (2001, p. 4987).

Figura 10 – Eletronegatividade em relação ao número atômico – Allred-Rochow.



Fonte: Elaborada pela autora.

4.3.4 Escala de Leland Allen

Em 1989, Leland Allen (**Figura 11**) propôs que a eletronegatividade dos elementos representativos é expressa como a energia média monoelétrica dos elétrons de valência no estado fundamental.

$$\chi = \frac{(E_s \cdot N_s) + (E_p \cdot N_p)}{N_s + N_p} \quad (\text{Equação 13})$$

Em que E_s representa a energia de configuração E_s de valência e E_p a energia de configuração E_p de valência.

Essa energia de configuração (EC), para os elementos do grupo principal, pode ser definida como a energia de ionização média no estado fundamental para os átomos livres:

$$EC = \frac{(n \cdot E_s) + (m \cdot E_p)}{n + m} \quad (\text{Equação 14})$$

Em que:

N e m são os números de elétrons presentes nos subníveis s e p;

E_s e E_p são determinados de forma experimental;

Já a energia de configuração (EC) dos elementos do bloco d é expressa por:

$$EC = \frac{(p.E_s) + (q.E_d)}{p+q}. \quad (\text{Equação 15})$$

Em que (p+q) representa o estado de oxidação máximo observado para um átomo.

Para a energia de configuração (EC), segundo Allen (1989), assume-se que:

- as moléculas são construídas de átomos livres neutros;
- as energias de configuração são independentes do estado de oxidação e número de coordenação;
- a energia de ionização de todos os elétrons de valência são incluídos.

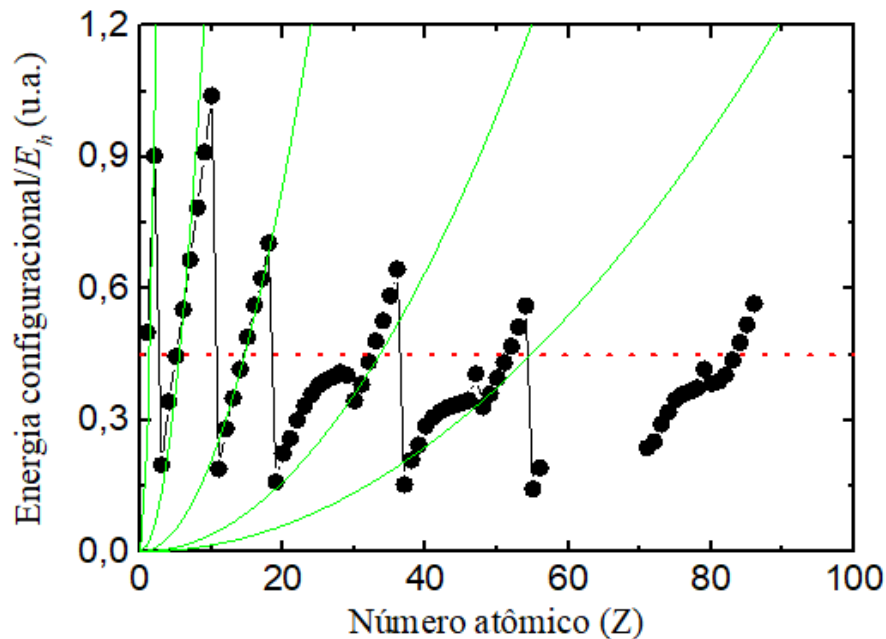
Além do significado tradicional de eletronegatividade, a capacidade de um átomo de atrair e reter elétrons, a energia de configuração também é fortemente correlacionada com o espaçamento de níveis de energia ocupados e não ocupados. A energia de configuração ao longo da tabela, se comporta como mostrado na **Figura 12**.

Figura 11 – Leland Allen.



Fonte: Disponível em <https://www.princeton.edu/news/2012/07/25/princeton-theoretical-chemist-and-mentor-leland-allen-dies>. Acesso em 28 dez 2021.

Figura 12 - Energia de configuração em relação ao número atômico.



Fonte: Elaborada pela autora.

4.4 Estados físicos da matéria

Compreende-se como estado físico a capacidade de agregação de átomos e moléculas que compõem a matéria. São três os estados físicos da matéria mais conhecidos: sólido, líquido e gasoso (ATKINS; JONES 2012). A diferença entre cada um desses estados físicos parte da capacidade de movimentação que cada partícula apresenta assim, fatores como temperatura e forças de coesão são importantes para a compreensão desses estados.

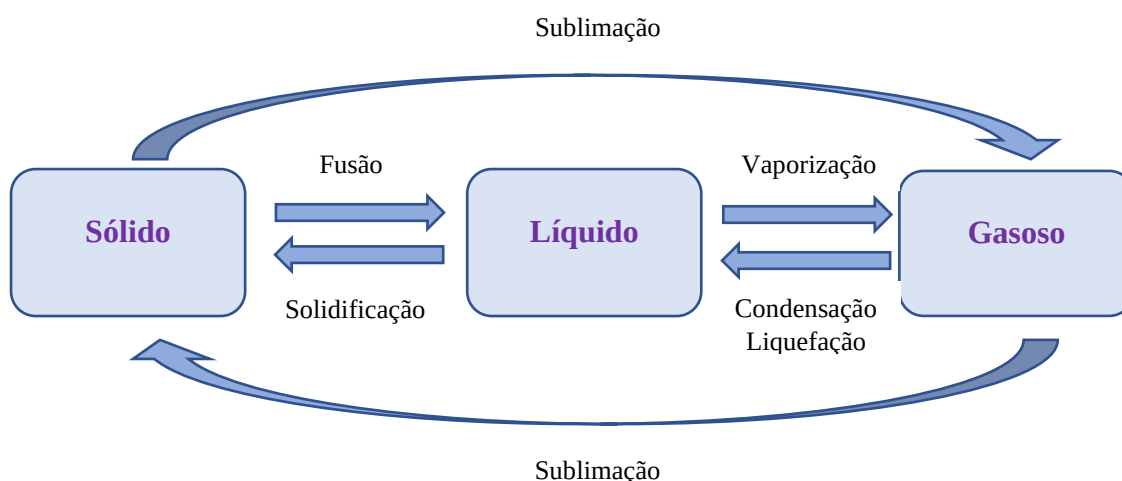
Quando um sistema está em estado sólido dizemos que o grau de agitação das entidades é baixo já que a força de coesão que atua sobre elas é alta. Por conta dessa força de coesão, as entidades se encontram próximas umas às outras e o movimento que apresentam é o de vibração. No estado sólido a forma e o volume podem ser definidos (BROWN *et al.*, 2016).

No estado líquido, as forças de coesão que atuam entre as entidades são de menor intensidade quando comparadas ao encontrado no estado sólido. Logo, há uma maior mobilidade das entidades e o movimento não se restringe ao de vibração, podendo ocorrer também o de translação. Em estado líquido não há uma forma definida, pois o líquido assume a forma do recipiente que o contém. O volume é bem definido (BROWN *et al.*, 2016).

O estado gasoso é caracterizado pela movimentação mais livre das moléculas, pois as forças de coesão entre elas são muito baixas. Assim, o movimento de translação é intenso o que permite a ocupação do espaço pelos gases. Consequentemente, uma substância na fase gasosa não apresenta uma forma e um volume definidos (BROWN *et al.*, 2016).

Durante as mudanças de estado físico, a temperatura permanece constante, porém o conjunto de agregação das entidades é modificado. Para que haja mudança de estado físico, é necessário que o sistema receba ou doe energia. De forma geral, apresenta-se de forma ilustrativa as mudanças de estado físico conforme a figura abaixo.

Figura 13 – Esquema sobre as mudanças de estado físico.



Fonte: Elaborada pela autora.

4.5 Representação do grau de acidez: o pKa

Em 1864 os cientistas noruegueses Cato Maximilian Guldberg e Peter Waage propuseram explicações sobre reações químicas em equilíbrio a partir de estudos matemáticos e cinéticos (HARRIS, 2017). Desses estudos, os cientistas deduziram que para uma reação em equilíbrio, a velocidade do sentido direto e inverso é igual, podendo ser relacionada através de uma constante de equilíbrio (K) (HARRIS, 2017). Uma equação foi proposta relacionando a constante de equilíbrio junto às concentrações, sendo denominada de Lei da Ação das Massas (Equação 16). Para a reação química $aA + bB \rightarrow cC + dD$, se escreve:

$$K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}. \quad (\text{Equação 16})$$

Em que as letras maiúsculas representam a espécie química e as letras minúsculas os coeficientes estequiométricos. Os colchetes refletem a concentração molar da espécie química. Nota-se que a constante de equilíbrio K é adimensional (HARRIS, 2017).

Diversas reações químicas acontecem em meio aquoso, inclusive reações ácido-base. Pensando nisso, é possível escrever uma reação geral para o equilíbrio envolvendo um ácido HA:



Pela definição de acidez de Bronsted-Lowry, conforme explica Harris (2017), ácida é toda espécie que possui tendência em doar prótons, enquanto a base é toda espécie com tendência a receber prótons. No próprio dia a dia, são usadas expressões como “ácido forte” e “base fraca” segundo alguns produtos que nos são próximos. O caldo do limão, por exemplo, é ácido. No estômago há um ácido – o HCl – que proporciona a acidez necessária para a otimização da pepsina no processo de digestão de proteína, além de ajudar a eliminar germes e melhorar as condições de absorção de ferro. O leite de magnésia utilizado para problemas gastrointestinais é básico. E como conhecer a força desses ácidos e bases? A medida quantitativa da força de acidez é determinada pelo K_a – constante de dissociação dos ácidos (HARRIS, 2017). Para a reação genérica dada acima, a expressão de K_a é:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}, \quad (\text{Equação 18})$$

Já no caso de uma reação básica, a força da base pode ser dada através de um K_b – constante de equilíbrio das bases.



$$K_b = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]} \quad (\text{Equação 20})$$

Um sistema terá maior força ácida então se a liberação de prótons H_3O^+ for alta. Dessa forma, espera-se que ao relacionar as concentrações das espécies, haja uma concentração elevada dos cátions e ânions devido a ionização do ácido. O mesmo pensamento pode ser aplicado na explicação do que se considera como base forte, levando em conta que nesse caso,

a liberação maior deve ser de OH^- . Nesse contexto, quanto maior for a constante de equilíbrio, maior será a força da espécie ácida ou básica.

Falar de ácidos e bases remonta a uma escala formulada em 1909 pelo bioquímico dinamarquês Soren Sorensen (AFONSO; GAMA, 2007). Sorensen expressou a acidez utilizando o logaritmo negativo da concentração do íon hidrogênio:

$$pH = -\log[H^+] \quad (\text{Equação 21})$$

A partir de então, Sorensen denominou o símbolo pH como potencial de hidrogênio criando a escala de pH (AFONSO; GAMA, 2006). Diversos foram os cientistas que investigaram e buscaram propor formas de determinação de concentração. Com Sorensen, essa maneira tornou-se bem difundida e aplicada para soluções aquosas de acordo com Gama e Afonso (2007).

Além de ácidos orgânicos e inorgânicos conhecidos, a própria água atua como ácido e base, passando por auto-ionização:



Para esse sistema também é descrita uma constante (K_w) – constante do produto iônico da água:

$$K_w = [H_3O^+].[OH^-] \quad (\text{Equação 23})$$

A operação logarítmica permite o conhecimento da força hidrogeniônica a partir da concentração conforme visto na equação 16. Isso conduz a ideia de que a força de acidez também pode ser expressão através da operação logarítmica:

$$pK_a = -\log[K_a] \quad (\text{Equação 24})$$

Logo, o pK_a representa de maneira simplificada a força de acidez. Como a operação log aplica-se ao K_a , tem-se que quanto maior o valor de K_a , menor será o valor de pK_a . Com os dados de espécies tabeladas é possível indicar a força crescente ou decrescente de acidez perante K_a ou pK_a . O mesmo pode ser realizado para as bases.

5. PERCURSO METODOLÓGICO

5.1 Planejamento e sequência didática

Segundo Veiga e colaboradores (2012), o planejamento didático-pedagógico esteve atrelado por um momento a tendência tecnicista e, em outro, a uma atitude de negação. O planejamento didático-pedagógico esteve atrelado a tendência tecnicista em relação ao ato de planejar, assim a delimitação de objetivos e metodologias carregava a necessidade desse planejamento e servia como padronizador do trabalho do professor. Já o outro direcionamento dado ao planejamento didático-pedagógico consistiu em um ato de negação, pois consistia da concepção de que a escola reproduzia as condições predominantes na sociedade, ou seja, atuava como um instrumento de controle.

De acordo com Farias e colaboradores (2011), além desses enfoques, a precarização do trabalho docente colaborou para uma certa resistência ao planejamento. A falta de tempo e de melhores condições de trabalho são apontadas como justificativas pelos professores para não planejar, sinalizando que são variados os elementos que justificam o afastamento de professores da ação de planejar sua prática pedagógica, (FARIAS, *et al.*, 2011).

Em contrapartida, Piletti (2004) assume que planejar é assumir uma atitude séria e curiosa diante de um problema, sendo uma necessidade em todos os campos da atividade humana. O autor descreve que planejar uma atividade de ensino é importante para evitar ou minimizar a improvisação em sala de aula, promover a eficiência do ensino, garantir maior segurança e contribuir para a realização dos objetivos visados. Dessa forma, observa-se que o planejamento se faz necessário a prática docente, visto que, o planejamento tem a função de definir os princípios norteadores das ações a serem realizadas a partir de objetivos claros, conteúdos, métodos, recursos e propostas de avaliação coerentes (LIBÂNEO, 2013).

A sequência didática compõe parte do que se entende como planejar. Segundo Giordan; Guimarães; Massi (2011), a temática acerca de sequência didática é objeto de interesse na área da Educação há bastante tempo. De acordo com Machado; Cristovão (2006), o conceito “sequência didática” surgiu na França a partir dos anos de 1980 em resposta a problemas envolvidos com o Ensino de Línguas. Um desses problemas era o de compartimentalização do conhecimento, assim a sequência didática (SD) trouxe consigo o aspecto de ser uma abordagem para unificar os estudos de discursos e textos auxiliando na descompartimentalização dos conteúdos. A SD começou a ser trabalhada no Brasil através dos Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN's) de 1998 de forma a reforçar atividades sequenciadas na Língua Portuguesa

(MACHADO; CRISTOVÃO, 2006).

Um dos grandes nomes na área de Ensino para a definição de sequências didáticas é o do professor Antoni Zabala. Zabala (1998), no livro “A prática educativa”, discute a melhora profissional a partir do conhecimento das variáveis que influem na prática e das experiências. Nessa discussão cabe, segundo o autor, a análise do que é feito pelo professor, da sua prática e do contraste encontrado com outras práticas. Porém, como discutido por Zabala (1998), somente a comparação com outros profissionais, não corresponde a uma avaliação racional e bem fundamentada da prática educativa do professor.

Para Zabala (1998), há um caminho complexo a ser feito pelo professor na tentativa de melhorar a sua prática já que há muitas variáveis envolvidas no processo educativo. Além disso, segundo o autor, a complexidade das variáveis e a inter-relação que pode ser estabelecida entre elas dificultam a tentativa de racionalizar a prática educativa. Conforme Zabala (1998), é justamente a complexidade dos processos de ensino e aprendizagem que faz com que seja ainda mais necessário a disponibilidade de referenciais que ajudem os professores a interpretar o que ocorre em sala.

Zabala (1998, p. 17) pontua que “[...] a intervenção pedagógica tem um antes e um depois que constituem as peças substanciais em toda prática educacional.” Assim, o dinamismo do processo educacional envolve o planejamento e a avaliação. Para Zabala (1998), o planejamento e a avaliação dos processos educacionais são partes inseparáveis da atuação docente. Segundo Zabala (1998), a própria intervenção pedagógica não pode ser compreendida desconsiderando as intenções, previsões, expectativas e avaliações dos resultados. Durante a intervenção pedagógica no processo de ensino e aprendizagem, ocorrem atividades que envolvem interações entre estudantes, entre estudantes e professores, uso de determinados recursos, atividades avaliativas e estimativa de tempo com o intuito de alguma finalidade educacional, ZABALA (1998).

Em sua obra, Zabala (1998), indica que as atividades, embora concentrem parte considerável da prática educativa, adquirem diferentes valores conforme são aplicadas. Assim, o autor explica que o trabalho em grupo possui uma posição educativa diferente de uma leitura individual, por exemplo. A escolha das atividades, a ordem em que serão aplicadas e as relações entre elas, determinam de forma significativa as características do ensino (ZABALA, 1998).

Dessa maneira, o valor que as atividades adquirem ao longo do processo da prática educativa levaram às sequências didáticas. Por Zabala (1998, p. 18), se compreendem como sequências didáticas “um conjunto de atividades ordenadas, estruturadas e articuladas para a

realização de certos objetivos educacionais, que têm um princípio e um fim conhecidos tanto pelos professores como pelos alunos.”

Para o autor, os objetivos educacionais presentes da sequência didática devem ser compreendidos tanto pelos professores quanto pelos alunos. Assim, é interessante que o professor exponha de forma verbal, textual ou de algum outro modo, o que a SD irá trazer, porque tal conteúdo deve ser estudado e qual objetivo se pretende alcançar.

O estabelecimento de atividades ordenadas, estruturadas e articuladas dificulta a improvisação em sala de aula. A maneira como as atividades são colocadas colabora para o cumprimento do objetivo educacional (ZABALA. 1998).

De acordo com Giordan, Guimarães e Massi (2011) as sequências didáticas são tratadas como instrumento de planejamento de ensino e como objeto de pesquisa da prática docente. Os autores também pontuam que há uma certa dificuldade em rotular a sequência didática. Pelo trabalho de Giordan, Guimarães e Massi (2011) compreende-se que essa dificuldade passa pelas diferentes percepções e nomenclaturas que podem ser dadas às sequências didáticas.

Além de Zabala, outros autores conceituam e pesquisam sobre o tema. Sanmarti (2002) traz os termos “sequência didática e unidade didática”. Para a autora, a unidade didática é ampla e pode envolver várias sequências didáticas em que cada uma apresenta um objetivo específico. Já Giordan e Guimarães (2011) interpretam sequência didática como um conjunto de atividades articuladas e organizadas de forma sistemática em torno de uma problematização inicial.

Tomando como base as considerações feitas por Zabala (1998) no que cerca a importância da sequência didática na prática educativa, este trabalho propõe a elaboração de uma SD com foco no Ensino de eletronegatividade como forma de valorizar seus significados e seu desenvolvimento por meio de atividades sequenciadas e estruturas. Tal SD direciona-se a um curso de graduação em Química, podendo ser trabalhada em momento oportuno da disciplina de Química Geral. Dessa maneira, espera-se permitir uma boa compreensão dos estudantes com a interpretação de eletronegatividade e algumas de suas escalas.

5.2 Modelos

O significado de modelo tem sido discutido, dentre outros, por cientistas, filósofos da Ciência, psicólogos, linguistas e educadores (JUSTI, 2006). Conforme Justi (2015), não há uma definição única de modelos em diferentes áreas da Ciência, porém é possível perceber que algumas ideias como “modelo é um padrão a ser seguido” e “um modelo é uma reprodução de

alguma coisa” não são aceitáveis. Segundo Gilbert, Boulter e Elmer (2000), um modelo corresponde a uma representação parcial de uma entidade, elaborado com um, ou mais, objetivo(s) específico(s) e que pode ser modificado.

Justi (2015) pontua algumas considerações frente a definição de “modelos”. Primeiramente a autora explica a ideia de representação. A ideia de representar vincula-se ao caráter parcial, o que promove o “abstrai a partir de” e o “traduz em outra forma” a natureza real daquilo que se toma como referência (JUSTI, 2015). Ao trazer os modelos como representações parciais entende-se que eles não são a realidade, não são cópias da realidade e apresentam limitações (JUSTI, 2015). Desse modo, conforme explica a autora, os modelos são ferramentas importantes a serem usadas pelos cientistas, pois podem produzir conhecimento e serem um dos produtos da Ciência.

Outro ponto discutido por Justi (2015) são as entidades que podem ser modeladas. Justi (2015) relembra a presença de objetos na infância que são representações parciais de outros, como carrinhos, aviõezinhos, entre tantos outros. Ao se deparar com o contexto científico, nem todos os objetos serão palpáveis, logo pode-se representar processos, ideias e, é claro, objetos visíveis ou não no cotidiano. Além disso, Justi (2015) destaca que o fato do modelo ser elaborado reforça dois pontos importantes: o modelo não parte da natureza, mas é fruto da construção humana, sendo assim diferente do que é a realidade.

A elaboração de modelos condiz com a modificação dos mesmos. Os modelos podem ser modificados quando o conhecimento sobre a realidade é alterado; quando as explicações e/ou previsões feitas a partir dos modelos são percebidas como inadequadas ou também quando novas formas de representação são disponibilizadas (JUSTI, 2015).

Justi (2015) explica que os objetivos de um modelo se interligam ao público-alvo e a entidade a ser modelada. De forma geral, para a Química, os principais objetivos relacionados a produção de um modelo são:

- a simplificação de entidades complexas;
- a melhora na comunicação de ideias e na visualização de entidades abstratas;
- a fundamentação a proposição e interpretação de experimentos sobre a realidade;
- atuar como mediador entre a realidade modelada e as teorias, fundamentando a elaboração de explicações e previsões (VOSNIADOU, 2002; JUSTI, 2015).

O estabelecimento dos modelos segue uma ampla variedade a partir desse ato como uma construção humana. Conforme Justi (2015), as representações pessoais criadas pelos indivíduos constituem os modelos mentais. Os modelos mentais são inacessíveis aos outros, mas podem

ser expressos a fim de conhecimento de um público, tornando-se então um modelo expresso. Se esse modelo expresso for analisado e aceito por uma comunidade tem-se o modelo consensual. Se a comunidade que o estuda for de um grupo de cientistas que possam usar tal modelo no desenvolvimento do conhecimento científico, então o modelo é denominado como modelo científico. Quando esse modelo científico já foi aceito em um contexto que não corresponde ao da atualidade, trata-se de modelo histórico (JUSTI, 2015).

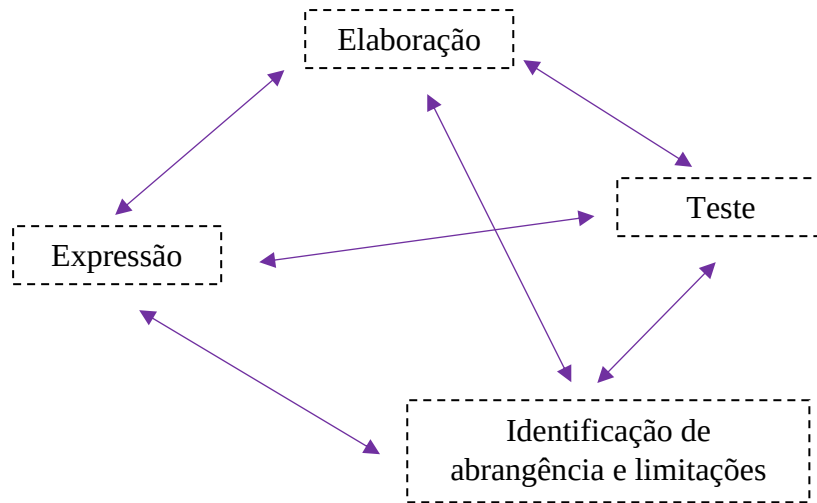
5.3 Considerações gerais sobre modelos e modelagem

Segundo Hodson (1992), o Ensino de Ciências apresenta 3 objetivos: aprender Ciências, aprender sobre Ciências e aprender a fazer Ciência. Para o autor, a ideia de aprender Ciências remete a compreensão do que é trazido pela Ciência. Ao aprender sobre Ciências espera-se que haja o entendimento do que cerca a História, Filosofia e Metodologia da Ciência. Já o aprender a fazer ciências relaciona-se com a participação em atividades que promovam a elaboração do conhecimento científico.

Para Justi e Gilbert (2002) esses objetivos sugerem que há um papel central para modelos e modelagem no contexto de Ensino de Ciências. Segundo os autores para aprender Ciências é necessário que os alunos saibam sobre a natureza e a abrangência e limitação de um modelo científico. Para aprender sobre Ciências é importante que os estudantes avaliem o papel dos modelos no desenvolvimento e na disseminação de resultados de uma pesquisa científica. Por fim, para aprender a fazer Ciência, os alunos devem ser capazes de criar, expressar e testar modelos.

Conforme explicam Justi; Gilbert (2002), a construção de um modelo requer a atividade da modelagem. Isso conduz ao Ensino Fundamentado em Modelagem que busca contribuir no engajamento ativo dos estudantes em seu processo de aprendizagem. Com isso, espera-se que através do Ensino Fundamentado em Modelagem, os alunos sejam capazes de entender o papel dos modelos na construção do conhecimento científico, além de produzir e avaliar modelos através do processo de modelagem. Segundo Justi (2015), a construção de modelos é um processo dinâmico no qual não há uma regra geral para sua elaboração. Entretanto, a autora destaca que algumas etapas compõem o processo de modelagem. A autora propõe 4 etapas para o processo de modelar: elaboração, expressão, teste e identificação de abrangências e limitações **(Figura 14)**:

Figura 14 – Relação entre as principais etapas na modelagem.



Fonte: Adaptado de Justi (2015, p. 223).

De acordo com Justi (2015) há quatro etapas principais e algumas são formadas por sub-etapas.

A etapa de elaboração de um modelo mental ocorre a partir da integração entre a definição ou entendimento dos objetivos do modelo; da obtenção de informações sobre a estrutura a ser modelada e da definição de alguma analogia ou modelo matemático para fundamentar o modelo e integrar essas informações na proposição (JUSTI, 2015). Conforme explicado por Santos (2011), os objetivos são, geralmente, definidos pelo professor, devendo ser compreendidos pelo estudante. Já a obtenção de informações pode ocorrer de diversas maneiras. Segundo Santos (2011), são fontes de informação as ideias prévias dos alunos, as pesquisas, experimentos e quaisquer informações fornecidas pelo docente e/ou pela atividade proposta. A expressão do modelo mental, pode ocorrer a partir do emprego de meios de representação (JUSTI, 2015). Os meios de representação podem ser do tipo concreto, verbal, matemático, visual ou gestual conforme explica Justi (2015):

O modo concreto corresponde ao uso de materiais para a produção de uma representação tridimensional. Assim, podem ser utilizados modelos metálicos, isopor, entre outros.

O modo verbal caracteriza-se pela descrição das entidades e dos relacionamentos existentes entre elas. Nesse meio pode haver o uso de metáforas e analogias, sendo um modo que pode ter a versão escrita.

O modo matemático recorre as expressões matemáticas, em especial às equações.

O modo visual consiste na representação bidimensional, como através de gráficos, diagramas e animações que possam ser vistos.

O modo gestual provém do uso do corpo ou de alguma de suas partes.

Os testes do modelo podem ser empíricos ou mentais. Assim, o teste depende da entidade que está sendo modelada e das condições em se realizar tal processo (JUSTI, 2015).

Por fim, a identificação de abrangências e limitações remete a contraposição do modelo com o seu objetivo e dos questionamentos feitos em relação à utilização desse modelo em outros contextos (JUSTI, 2015). Segundo Justi (2015), o ensino fundamentado em modelagem corresponde ao envolvimento dos alunos em atividades que proporcionem a vivência dessas etapas.

Compreendendo as escalas de eletronegatividade como modelos, sugere-se o trabalho com a metodologia EFM. Dessa forma, espera-se contribuir para o entendimento da elaboração da escala por Pauling e, concomitantemente, possibilitar a compreensão de modelos para a Ciência. Ademais, espera-se que a modelagem permita um bom entendimento sobre parâmetros relacionadas com a eletronegatividade.

6 SEQUÊNCIA DIDÁTICA “ELETRONEGATIVIDADE E SEUS SIGNIFICADOS”

6.1 Primeira parte - A tabela periódica e suas propriedades

Em um primeiro momento, sugere-se trazer qual é o objetivo geral da sequência didática proposta acerca do tema da eletronegatividade e qual é o objetivo vinculado à primeira aula. Ao apresentar o objetivo geral espera-se que os alunos tenham clareza do que será trabalhado e do que se espera atingir. A partir disso, opta-se por uma maneira dialogada para elucidar o que são modelos para a Ciência, visto que, a modelagem será utilizada em momento oportuno da SD.

Sendo a eletronegatividade uma propriedade periódica de ligação química e tema central da SD, trazer a tabela periódica em pauta é interessante, pois ali se encontram valores de eletronegatividade. De início, considera-se importante a realização de um breve resgate histórico. Com esse resgate se espera trazer aos alunos o contexto de formação da tabela de forma não fragmentada. Dessa forma, sugere-se a disponibilização prévia para leitura, via e-mail, do artigo “Alguns aspectos históricos da classificação periódica dos elementos químicos” de Mário Tolentino, Romeu Rocha-Filho e Aécio Pereira Chagas. Em sala de aula alguns trechos desse artigo podem ser lidos juntos com os alunos para que percebam a construção da tabela periódica como um trabalho derivado dos estudos de diversos cientistas. Assim, o que se conhece como tabela periódica não partiu de um trabalho isolado, sem conhecimento de outras ideias e sem reformulações, mas de uma construção humana. Como exemplo, se pode mostrar passagens como as trazidas a seguir:

“O primeiro vislumbre de que poderia haver uma relação entre pesos atômicos e certas propriedades ocorreu, em 1829, a Johann W. Dobereiner [...] Ele observou que ao agrupar certos elementos químicos com propriedades semelhantes, em sequências de três, ocorriam curiosas relações numéricas entre os valores de seus pesos atômicos.” (TOLENTINO; ROCHA-FILHO; CHAGAS, 1997, p. 104).

“Um curioso relacionamento entre os pesos atômicos e as propriedades dos elementos foi estabelecido pelo geólogo e mineralogista francês Alexandre E. B. de Chancourtois [...] que nos anos de 1862-1863 dispôs os elementos conhecidos ao longo de uma espiral cilíndrica inclinada a 45°.” (TOLENTINO; ROCHA-FILHO; CHAGAS, 1997, p. 105).

A partir dessa abordagem histórica é de interesse questionar aos alunos quanto às propriedades periódicas que reconhecem a partir da projeção de uma tabela periódica dos elementos. Em livros de Química Geral como, Princípios de Química – Questionando a vida moderna e o meio ambiente, de Peter Atkins e Loretta Jones, são descritas algumas propriedades

periódicas como energia de ionização e afinidade eletrônica. O questionamento aos alunos sobre as propriedades se deve ao resgate de conceitos previamente abordados, além de instigar a discussão posterior sobre eletronegatividade.

Ao final dessa etapa, um questionário seria disponibilizado aos alunos para que respondessem, em sala de aula, algumas questões. Tais questões são dissertativas, permitindo que os estudantes expliquem com as próprias palavras e de forma livre o que compreendem sobre o assunto.

- Para você o que é eletronegatividade?
- Quais escalas de eletronegatividade você conhece?
- Você saberia explicar como as escalas citadas por você no item anterior foram formuladas?
- Qual a importância de falarmos sobre eletronegatividade?

Desses questionamentos espera-se conhecer a maneira como os alunos pensam sobre eletronegatividade, constituindo um meio para identificação de dificuldades.

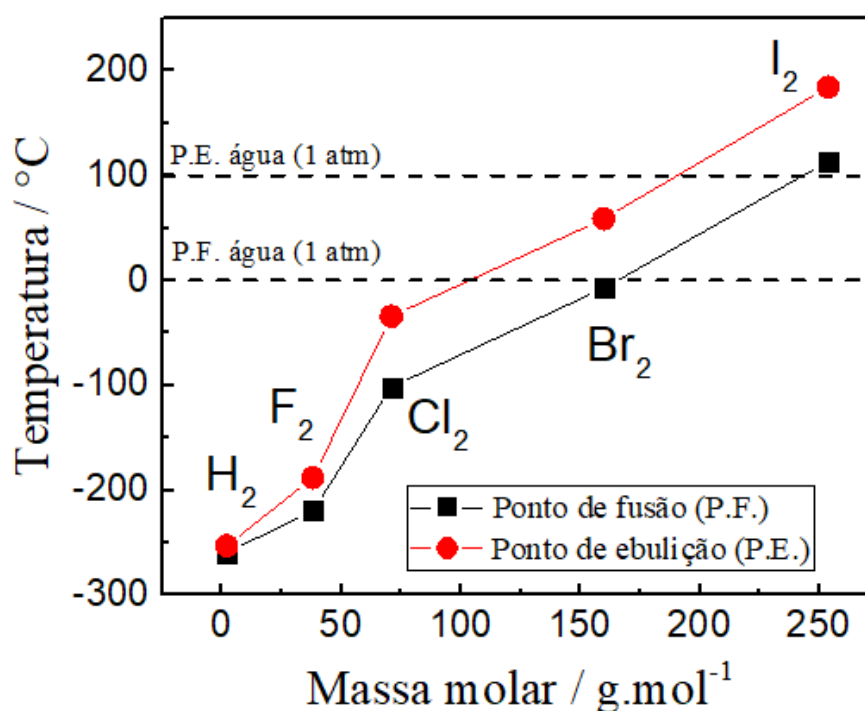
6.2 Segunda parte – Halogênios: características principais e discussão

Na segunda parte da sequência didática, o assunto responsável por contextualizar o tema central da proposta – a eletronegatividade – é a família 7 A: os halogênios (**Figura 15**). Os halogênios constituem a tabela periódica, compondo a família 7A ou grupo 17. O termo “halogênio” significa, em grego, “formador de sal” e muitos sais são formados de sua reação com metais. Além disso, são muito reativos frente aos não-metais (LEE, 1999).

Em um primeiro momento seriam apresentadas: a localização dessa família na tabela periódica, a configuração eletrônica e os números de oxidação desses elementos.

O próximo passo envolve os pontos de ebulição e fusão dos halogênios na forma elementar (**Figura 16**). Uma tabela com alguns dados sobre esses pontos seria apresentada para a sala com o intuito de que possam discutir sobre o comportamento dessas temperaturas (**Tabela 2**).

Figura 16 – Pontos de fusão (PF) e ebulição (PE) para F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 .



Fonte: Elaborada pela autora.

Tabela 2 – Pontos de fusão e ebulição dos halogênios.

Halogênios – X_2	Ponto de fusão (PF)	Ponto de ebulição (PE)
F_2	-220	-188
Cl_2^*	-101	-35
Br_2	-7,2	58,8
I_2	114	184

*Apenas os dados referentes ao Cl_2 seriam expostos num primeiro momento aos alunos.

Nessa etapa sugere-se o desenvolvimento de uma atividade baseada no Ensino Fundamentado em Modelagem. As lacunas deixadas, propositalmente, deveriam ser discutidas pelos alunos organizados em grupos de 4 ou 5 pessoas. Os grupos deveriam elaborar um modelo

verbal e/ou escrito para explicar o comportamento previsto por eles em relação aos PF e PE.

A expressão do modelo partiria de um modo verbal já que as conclusões de cada grupo deveriam ser socializadas para a sala.

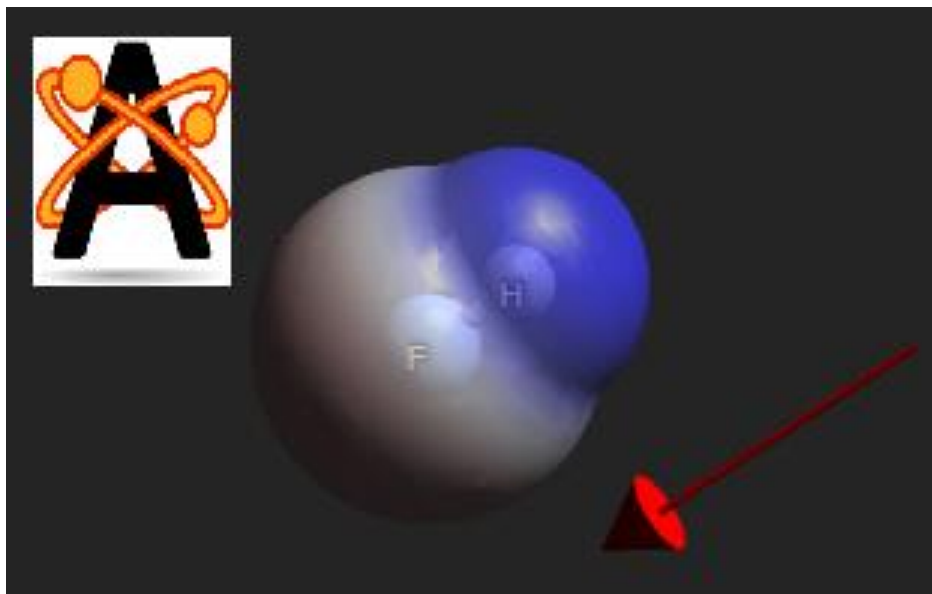
Os testes dos modelos mentais podem ter início de forma mental, levando a discussão sobre o comportamento dos PF e PE. Para melhor entendimento da questão, sugere-se o uso da plataforma Avogadro*¹, de licença para uso gratuita, para que nela sejam feitos os desenhos das moléculas, a otimização geométrica e os mapas de potencial eletrostático, conforme exemplo da **Figura 17**. Os mapas auxiliam a visualização da distribuição da densidade eletrônica pertencente a molécula. A plataforma disponibiliza tamanhos diferentes para as moléculas, de forma a servir uma representação parcial. Através desse uso é possível evidenciar a questão do tamanho das entidades o que se relaciona com o número de elétrons. Desse modo, se possibilita discutir, com o auxílio do recurso visual, a maneira como a polarizabilidade e as forças de dipolo induzido se relacionam para determinar o comportamento dos PF e PE.

Na próxima etapa, “Identificação de limitações e abrangências”, é possível discutir sobre as respostas dadas pelos estudantes, encaminhando a conclusão. Espera-se que sejam identificados os aspectos teóricos que se inter-relacionam com a questão, levantando limitações e abrangências presentes nos modelos expressos. Por meio dos modelos elaborados pode-se identificar que na atividade há a representação parcial das moléculas e da problemática a partir do uso de figuras, cores, medidas de tamanho, entre outros. Esse modo de representação proporciona a capacidade visual para facilitar a compreensão de nível abstrato, assim como é um modelo que apresenta suas próprias considerações. Uma consideração que pode surgir é a representação das moléculas no que tange as cargas dos átomos. A formação de cargas impulsiona o questionamento sobre o caráter iônico e covalente das ligações. Esse assunto será tratado com maior aprofundamento no terceiro momento da SD.

Para execução dessa atividade, o uso da sala de computação e de instruções iniciais do uso do *software* seriam necessários. Durante o desenho gráfico das moléculas e do mapa, o professor deveria intervir explicando sobre o que se trata o mapa de potencial eletrostático, de forma a discutir sobre as lacunas da tabela e chegar à apresentação dos dados de PF e PE que pode ser feita por meio do gráfico apresentado na **Figura 16**.

¹ A plataforma Avogadro é disponibilizada por meio do endereço eletrônico: <https://avogadro.cc/>

Figura 17 – Representação do mapa de potencial eletrostático na plataforma Avogadro.



Fonte: Elaborada pela autora.

6.3 Terceira parte – Expandindo o que conhecemos sobre Eletronegatividade

No início desta aula, as respostas dos formulários disponibilizados na primeira aula deverão ser socializadas para que a sala conheça quais são as definições, as escalas e a importância da eletronegatividade que foram dadas. O professor pode agrupar as respostas recebidas através da proximidade entre elas. A partir disso, o docente poderá utilizar a História e Filosofia da Ciência como recurso para tratar sobre a eletronegatividade.

Ao utilizar a História e Filosofia da Ciência torna-se possível contextualizar o assunto de forma que os estudantes reconheçam a construção científica como humana, gerada por diversos personagens e não sendo linear. Assim, nessa aula espera-se que o professor aborde sobre a versão de eletronegatividade dada por J. J. Berzelius em 1819 a partir de seus estudos eletroquímicos, conforme Tantardini e Oganov (2021). Segundo Russell (1963), Berzelius classificou as substâncias como eletronegativas se elas se acumulassem em torno do polo negativo das pilhas elétricas. Conforme Santos, Silva e Wartha (2011), Berzelius introduziu o conceito de eletronegatividade como sendo a capacidade que um átomo tem de atrair os elétrons para si. A partir do desenvolvimento da teoria da ligação química por Lewis houve a elaboração de um conceito quantitativo de eletronegatividade por Pauling, segundo Tantardini e Oganov (2021).

Então, após Berzelius, sugere-se tratar a escala de eletronegatividade proposta por Linus Pauling em 1932. O desenvolvimento das ideias de Pauling sobre eletronegatividade parte da energia de ligação das moléculas. A eletronegatividade é representada pela letra grega chi – χ . Tal simbologia deve ser mostrada aos alunos.

O docente poderá utilizar alguns trechos do artigo “*G. N. Lewis and the Chemical Bond*” de Linus Pauling (1984) em que o químico conta sobre seu contato com o conhecimento de ligação química a partir das ideias de Lewis. A partir da formulação de Lewis sobre a ligação química, Pauling pôde desenvolver de forma quantitativa a eletronegatividade. Desse artigo o professor pode ressaltar algumas passagens que demonstram o contato de Pauling com as ideias de Lewis, a contribuição de Langmuir e os seus próprios questionamentos e vivências transcritas no artigo. A intenção é que os alunos percebam as relações de ciência sendo construída através de muito estudo, conhecimento de outros trabalhos, contatos com outros profissionais, superando a visão de criações geniais e individuais.

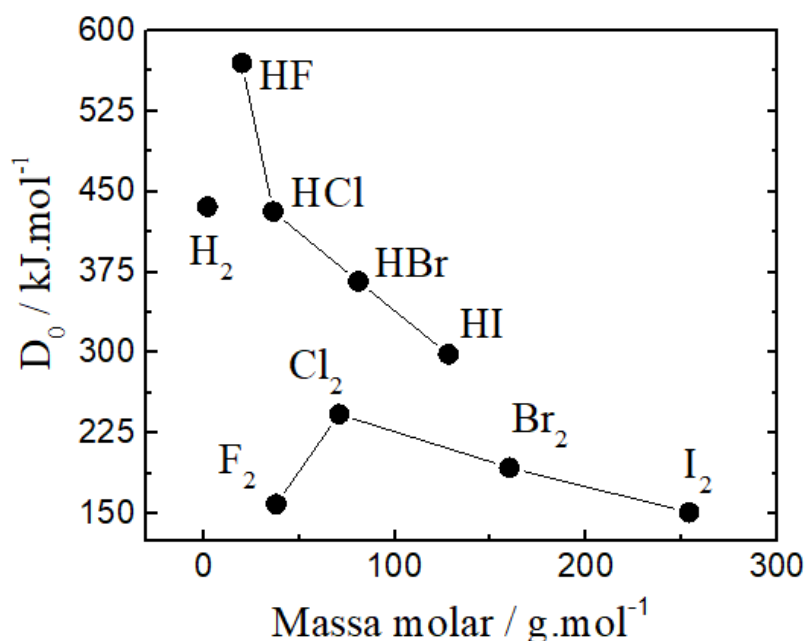
Como Pauling propôs uma escala relativa de eletronegatividade com base em dados termodinâmicos de energias de ligação, propõe-se que os estudantes elaborem um modelo verbal ou escrito sobre: “Como pode-se determinar a energia de ligação de AB (molécula heteronuclear) partindo de A_2 e B_2 (moléculas homonucleares)?” O modelo deverá ser elaborado por grupos com 4 ou 5 pessoas. Espera-se que os estudantes recorram ao modo matemático, verbal ou escrito como meios de representação do modelo elaborado.

É provável que parte da sala defenda a ideia de que a média dos valores de energia de ligação de moléculas homonucleares corresponda ao que é esperado para a molécula heteronuclear. Por conta disso, o teste em relação aos modelos deve trazer dados experimentais de valores de energia de ligação de moléculas heteronucleares HX, conforme exemplo trazido na **Figura 18**. As moléculas heteronucleares escolhidas são formadas pelos halogênios junto ao hidrogênio. O conhecimento desses dados possibilitaria uma discussão sobre o motivo dos valores serem diferentes daqueles de origem proposta por média. Nessa parte é relevante trazer as contribuições iônicas e covalentes em ligações químicas, afinal são essas contribuições que promovem a diferença de valores. Essas contribuições vinculam-se à natureza dos átomos. Quando os átomos são diferentes, como no caso de uma molécula diatômica heteronuclear AB, essas contribuições são evidenciadas pela formação de cargas parciais. E o que foi observado é que conforme os átomos fossem diferentes, a energia de ligação da molécula heteronuclear era maior que a média esperada. Desse modo, a eletronegatividade foi definida por Pauling como “o poder de um átomo em uma molécula em atrair elétrons para si”.

De forma a auxiliar a compreensão sobre eletronegatividade e avançar sobre as ideias trazidas por Pauling, propõe-se que os estudantes possam determinar os valores de eletronegatividade de halogênios. Para isso utilizariam um editor de planilhas como, por exemplo, o *Excel* do *Microsoft Office* ou o *Calc* do *LibreOffice*. Tomando como referência a eletronegatividade do hidrogênio, os alunos determinariam a eletronegatividade do flúor, cloro, bromo e iodo. Com isso, espera-se contribuir para o entendimento da escala relativa de eletronegatividade proposta por Pauling.

A próxima etapa envolveria a “Identificação de abrangências e limitações” em que é possível apontar a inexatidão de dados termodinâmicos. Além disso, pode ser colocado como fator limitante a característica da escala de Pauling ser relativa ao se basear em dados a partir do hidrogênio. Se observado o ponto da eletronegatividade por Pauling partir de dados de energia de ligação, então a eletronegatividade de gases nobres constitui um fator limitante. A necessidade de partida de átomos diferentes em ligação também pode ser apontada como limitante. Mas, ainda assim, a escala de Pauling para a eletronegatividade é a mais utilizada, pois há oferta considerável de dados termodinâmicos, sendo então algo muito positivo.

Figura 18 – Energia de ligação (D_0) para espécies com halogênios.



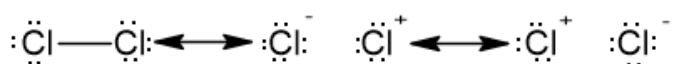
Fonte: Elaborada pela autora.

6.4 Quarta parte – A importância da eletronegatividade e a visão de Mulliken sobre tal propriedade

O início da aula deve priorizar a retomada do que foi discutido em aula anterior. É interessante recuperar as principais ideias sobre eletronegatividade, destacando o significado que dado a ela por Berzelius e por Pauling.

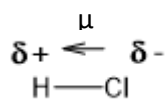
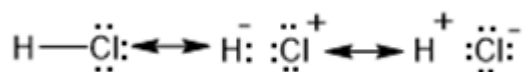
Ao retomar o conceito dado por Pauling é importante destacar que a eletronegatividade se aplica a átomos em moléculas, sendo que essa propriedade se deriva de átomos diferentes em ligação. Por conta disso, o conceito de eletronegatividade se posiciona como uma manifestação do fenômeno de ressonância, na qual, o par de elétrons compartilhado na ligação química não é igualmente distribuído entre os dois átomos. A ressonância pode ocorrer em moléculas diatômicas homo (**Figura 19**) e heteronucleares, mas é na heteronuclear que as contribuições iônicas possíveis são diferentes acarretando a formação de cargas parciais. Assim, o professor pode apresentar a simbologia da ressonância, das cargas parciais e da formação de dipolos elétricos a partir de moléculas HX, em que X corresponde ao halogênio, conforme exemplo abaixo (**Figura 20**).

Figura 19 – Representação de ressonância para Cl₂.



Fonte: Elaborada pela autora.

Figura 20 – Representação de simbologias de ressonância, carga parcial e dipolo elétrico a partir do HCl.



Fonte: Elaborada pela autora.

Tomando o HCl (ácido clorídrico) como exemplo, o docente pode destacar a formação das cargas parciais devido a diferença de eletronegatividade ($\Delta\chi$) entre os elementos hidrogênio e cloro. Dessa formação de cargas parciais pela diferença de eletronegatividade surge o dipolo elétrico. O dipolo elétrico é representado, por convenção, por uma seta que parte da carga parcial negativa para a positiva. Reitera-se o destaque dessas simbologias por fazerem parte da compreensão do aspecto representacional químico. A partir disso, o docente pode apresentar a faixa aceitável de $\Delta\chi$ que é estipulada para determinar se uma ligação possui caráter predominante iônico ou covalente. O professor pode usar como exemplo as eletronegatividades dos elementos trabalhados em aula anterior.

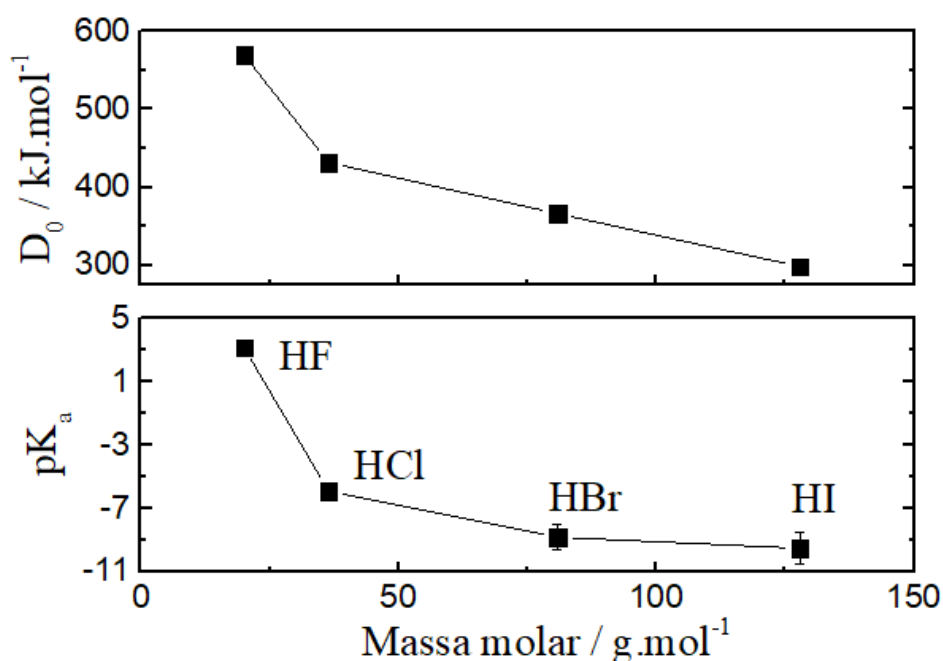
A partir disso é interessante perguntar aos alunos sobre a importância da eletronegatividade. Nesse contexto, se insere a determinação da polaridade em moléculas. As moléculas HF e HCl podem ser usadas para contextualização. O HF é usado na produção de defensivos agrícolas, produtos de limpeza, medicamentos e gases refrigerantes. Já o HCl é encontrado no estômago de forma a garantir um pH ótimo para ativação da pepsina, além de auxiliar no combate aos germes, sendo bem útil também na indústria ao fazer parte de processamento de alimentos, usado como produto de limpeza, entre outros. As moléculas diatômicas homonucleares (X_2) formadas pelos halogênios podem expressar a não polaridade.

Posteriormente, sugere-se que o professor questione aos alunos sobre o grau de acidez, como crescente ou decrescente ao percorrer a família 7A. Ao tratar sobre a relação de acidez com a eletronegatividade, pode-se imaginar que o grau de acidez decaia ao longo da família 7A, sendo o HF o ácido mais forte. Entretanto, isso não ocorre como pode ser demonstrado pelos valores de pKa e de energia de ligação entre os átomos. A maior eletronegatividade do flúor pode conduzir ao pensamento de que o hidrogênio seria mais facilmente ionizável, porém a sobreposição dos orbitais atômicos e a relação de forças intermoleculares permitem com que a acidez seja crescente ao longo da família. Assim, tratar desse questionamento permite discutir e relacionar a leitura da eletronegatividade com outras propriedades para entendimento do comportamento de entidades químicas.

O professor deve usar valores de pKa desses ácidos halogenados como parte de sua conclusão. Além disso, os dados de energia de ligação para espécies halogenadas podem ser novamente trazidos, colaborando por meio de outra perspectiva no entendimento da questão. O pKa desses ácidos diminui ao longo da família, consequentemente, há o aumento da característica ácida, enquanto isso os valores de energia de ligação decaem evidenciando que a ligação química se torna mais fraca e o hidrogênio mais facilmente ionizável. Esse comparativo

pode ser expresso em forma gráfica, estimulando a leitura desse modo de representação (**Figura 21**).

Figura 21 – Comparativo entre a energia de ligação e o pKa de hidrácidos halogenados.



Fonte: Elaborada pela autora.

Como já mencionado, diversas escalas de eletronegatividade foram propostas ao longo dos anos. O professor pode apresentar valores de eletronegatividade diferentes – os das escalas de Pauling e Mulliken lado a lado. Dessa forma, o docente consegue destacar a presença de eletronegatividade para gases nobres. Para Mulliken a eletronegatividade é uma propriedade intrínseca ao elemento já que depende da energia de ionização e afinidade eletrônica. Então, pode ser necessário que o professor retome com a sala o significado da energia de ionização e da afinidade eletrônica. Como as escalas dependem de parâmetros distintos, recomenda-se a leitura da simbologia das escalas – χ_P (eletronegatividade por Pauling) e χ_M (eletronegatividade por Mulliken) e a apresentação da expressão matemática feita por Mulliken para a propriedade. Da proposta feita por Mulliken, o docente pode destacar que a eletronegatividade pode ser determinada para diferentes estados de oxidação, além de concluir que, de forma geral, para aqueles elementos que demandam altas primeiras energias de ionização, classifica-se como mais eletronegativos em relação a outros com baixas energias de ionização.

6.5 Quinta parte – As propostas de eletronegatividade feitas por Allred-Rochow e Allen

Na última parte da SD, o professor pode retomar os conceitos e as expressões de eletronegatividade por Pauling e Mulliken. Posteriormente, se sugere uma aula expositiva dialogada sobre as escalas de eletronegatividade de Allred-Rochow e Allen. A escala proposta por Albert Allred e Eugene Rochow em 1958 utiliza o raio covalente e a carga nuclear efetiva. Já em 1989, Leland Allen formulou uma escala com base na energia média monoelétrica dos elétrons de valência no estado fundamental. Como são escalas com menor presença em livros didáticos, seja de Ensino Superior ou Médio, o intuito dessa aula é mostrar aos estudantes outras formas de tratar a eletronegatividade com suas limitações e vantagens.

Posteriormente, o professor deve repassar o questionário da primeira aula para os alunos. Eles deverão responder as mesmas perguntas, de forma dissertativa. Esse questionário atua como uma forma de avaliação do entendimento dos alunos sobre eletronegatividade.

Como forma de divulgação científica e de atividade avaliativa, os alunos devem se organizar em grupos para criação de *posts* para as redes sociais através do tema da eletronegatividade. Cada grupo poderia trazer um *post* informativo sobre como Berzelius, Pauling, Mulliken, Allred-Rochow e Allen tratavam a eletronegatividade. O material poderia ser disponibilizado no grupo da sala.

7 CONSIDERAÇÕES FINAIS

O tema da Eletronegatividade, presente no conteúdo de Química do Ensino Médio e Superior sendo tratado, geralmente, de forma desvinculada da História da Ciência e focada na apresentação de apenas uma de suas escalas. Ao explorar sua História, nota-se que há a composição do trabalho de diversos cientistas, sendo tratados nesse trabalho: Berzelius, Pauling, Mulliken, Allred-Rochow e Allen. Cada qual com seu entendimento sobre eletronegatividade e com alguma proposta de escala ou série, fornecendo à Química as reformulações e construções humanas que a compõem.

Ao permitir a explicação da polaridade, do comportamento do grau de acidez e levantar a importância das contribuições iônicas e covalentes para a ligação química, a eletronegatividade colabora no entendimento da natureza dos elementos químicos e na interpretação humana sob tais situações. Cada escala representa uma forma de determinação de eletronegatividade segundo parâmetros, alguns mais e outros menos conhecidos.

Nesse contexto, o presente trabalho teve como intuito propor uma sequência didática para o Ensino da eletronegatividade de forma que houvesse a valorização de sua história a partir da abordagem de diferentes escalas que visam tratar de um mesmo assunto. Durante a sequência, foram utilizadas estratégias como a História da Ciência e as Tecnologias de Informação e Comunicação em momentos apropriados. O Ensino Fundamentado em Modelagem foi trabalhado com a finalidade de aprofundamento na compreensão dos modelos relacionados a eletronegatividade.

Dessa maneira, espera-se que esse material contribua com a área de Ensino em Química ao tratar dessa temática de forma vinculada ao seu desenvolvimento, ressaltando a relevância do tema e fornecendo um possível caminho para abordagem.

REFERÊNCIAS

- AFONSO, J. C.; GAMA, M. S. De Svante Arrhenius ao peagâmetro digital: 100 anos de medida de acidez. **Química Nova**, v. 30, n. 1, p. 232-239, 2007.
- ALLEN, L. C. Electronegativity is the average one-electron energy of the valence-shell electrons in ground-state free atoms. **Journal American Chemical Society**, v. 111, n. 25, p. 9003-9014, 1989.
- ALLEN, L. C.; MANN, J. B.; MEEK, T. L. Configuration energies of the main group elements. **Journal American Chemical Society**, v. 122, n. 12, p. 2780-2783, 2000.
- ALLEN, L. C.; *et al.* Configuration energies of the d-block elements. **Journal American Chemical Society**, v. 122, n. 21, p. 5132-5137, 2000.
- ALLRED, A. L.; ROCHOW, E. G. A scale of eletronegativity based on electrostatic force. **Journal of Inorganic and Nuclear Chemistry**, v. 5, p. 264-268, 1958.
- ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2012. 1055 p.
- BRASIL. Conselho Nacional de Educação. Resolução CNE/CP nº 1303, de 7 de dezembro de 2001. Diretrizes Curriculares Nacionais para os Cursos de Química. **Diário Oficial da República Federativa do Brasil**: Seção 1, Brasília, DF, p. 25, 2001.
- BEGO, A. M.; SGARBOSA, E. C. Transitando entre o planejamento teórico e a realidade do cotidiano escolar: vivências, desafios e aprendizados. In: COLVARA, L. D., OLIVEIRA, J. B. B. (org.). **Metodologias de Ensino e a Apropriação de Conhecimento pelos Alunos**. 1ed. São Paulo: Cultura Acadêmica, 2016, v. 2, p. 8-32.
- BROWN, T.L; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E.; MURPHY, C. J.; WOODWARD, P. M.; STOLTZFUZ, M. W. **Química**: a ciência central: 13ª Ed. São Paulo: Ed. Pearson, 2016. 1216 p.
- DUARTE, H. Ligações químicas: ligação iônica, covalente e metálica. **Química Nova na Escola**, n. 4, 2001
- FARIAS, I. M. S.; SALES, J. O. C. B.; BRAGA, M. M. S. C.; FRANÇA, M. S. L. M. **Didática e Docência**: aprendendo a profissão. 1ª Ed. Fortaleza: Liber Livro, 2008. 180 p.
- FERRAZ, A. P. C. M.; BELHOT, R. V. Taxonomia de Bloom: revisão teórica e apresentação das adequações do instrumento para definição de objetivos instrucionais. **Gestão & Produção**, v. 17, n. 2, p. 421-431, 2010.
- FILGUEIRAS, C. A. L. Gilbert Lewis e o centenário da Teoria de Ligação por Par de Elétrons. **Química Nova**, v. 39, n. 10, p. 1262-1268, 2016.
- GILBERT, J. K.; BOULTER, C. L.; ELMER, R. Positioning Models in Science Education and in Design and Technology Education. In: GILBERT, J. K.; BOULTIER, C. J. (Eds.). **Developing Models in Science Education**. Dordrecht: Kluwer, 2000, p. 3-17.
- GIORDAN, M.; GUIMARÃES, Y. A. F.; MASSI, L. Uma análise das abordagens investigativas de trabalhos sobre sequências didáticas: tendências no Ensino de Ciências. In: ENPEC, VIII, 2012, Campinas. **Resumos**.
- GUGLIOTTI, M. Irving Langmuir: o milagre da ciência. **Química Nova**, v. 24, n. 4, p. 568-572, 2001.

- HARRIS, D. C. **Análise Química Quantitativa**. Rio de Janeiro: LTC, 2017. 996 p.
- HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. **CRC Handbook of Chemistry and Physics**, CRC Press, 95ª Ed., 2666 p., 2014.
- HODSON, D. In search of a meaningful relationship: an exploration of some issues relating to integration in science and science education. **International Journal of Science Education**, v. 14, n. 5, p. 541-562, 1992.
- JUSTI, R. La Enseñanza de Ciencias Basada em la Elaboración de Modelos. **Enseñanza de las Ciencias**, v. 24, n. 2, p. 173-184, 2006.
- JUSTI, R. Modelos e Modelagem no Ensino de Química: Um olhar sobre aspectos essenciais pouco discutidos. In: SANTOS, W. L. P.; MALDANER, O. A. (Orgs.). **Ensino de Química em Foco**. 3ª Ed. Ijuí: Unijuí, 2015. Cap. 8, p. 209-230.
- JUSTI, R.; GILBERT, J. K. Modelling, teacher's views on the nature of modelling, implications for the education of modellers. **International Journal of Science Education**, v. 25, n. 11, p. 1369-1386, 2003.
- LEE, J. D. **Química inorgânica não tão concisa**. 5ª ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1999. 527 p.
- LEWIS, G. N. The atom and the molecule. **Journal of the American Chemical Society**, v. 38, n. 4, p. 762-785, 2016.
- LIBÂNEO, J. C. **Didática**. São Paulo: Cortez, 1990. 288 p.
- LOPES, A. R. C. Potencial de redução e eletronegatividade: obstáculo verbal. **Química Nova na Escola**, v. 19, n. 4, p. 21-23, 1996.
- MACHADO, A. R.; CRISTOVÃO, V. L. L. A construção de modelos didáticos de gêneros: aportes e questionamentos para o ensino de gêneros. **Revista Linguagem em (Dis)curso**, v. 6, n. 3, p. 547-573, 2006.
- MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química - um curso universitário**. 4ª Ed. São Paulo: Edgard Blücher, 2003. 604 p.
- MESSLER, G. L.; FISCHER, P. L.; TARR, D. A. **Química Inorgânica**. 5ª Ed. São Paulo: Pearson, 2014. 649 p.
- MULLIKEN, R. S. A new electroaffinity scale; together with data on valence states and on valence ionizations potentials and electron affinities. **The Journal of Chemical Physics** v. 2, p. 782-793, 1934.
- OLIVEIRA, L. A. A. Texto de livre docência. 2002. Instituto de Química, Universidade Estadual Paulista, Araraquara, 2002.
- PAULING, L. The nature of the Chemical Bond. 3ª Ed. Ithaca: Cornell University, 1960. 644 p.
- PAULING, L. G. N. Lewis and the chemical bond. **Journal of Chemical Education**, v. 61, n. 3, p. 201-203, 1984.
- PAULING, L. The origin and nature of the electronegativity scale. **Journal of Chemical Education**, ed. 4, v. 65, p. 375-375, 1988.
- PAULING, L. The nature of the chemical bond. IV. The energy of single bonds and the relative electronegativity of atoms. **Journal of Chemical Education**, v. 54, n. 9, p. 3570-3582, 1932.

- PILETTI, C. **Didática Geral**. 23ª Ed. São Paulo: Ática, 2004. 256 p.
- RODGERS, G. E. **Química Inorgânica: Introdução a Química de Coordenação, do estado sólido e descritiva**. Madri: McGraw-Hill, 664 p.
- RUSSELL, C. A. The electrochemical theory of Berzelius. **Annals of Science**, v. 19, p. 127-145, 1963.
- SEIFERTH, D. Dimethyldichlorosilane and the direct synthesis of methylchlorosilanes. The key to the silicones industry. **Organometallics**, v. 20, n. 24, p. 4978-4992, 2001.
- SIMONI, R. D.; HILL, R. L.; VAUGHAN, M.; TABOR, H. Linus Pauling: scientist and social activist. **Journal of Biological Chemistry**, v. 278, n. 51, p. 83-84, 2003.
- TANTARDINI, C.; OGANOV, A. R. Thermochemical electronegativities of the elements. **Nature Communications**, v. 12, n. 2087, 2021. DOI: 10.1038/s41467-021-22429-0.
- TOLENTINO, M.; ROCHA-FILHO, R.; CHAGAS, A. P. Alguns aspectos históricos da classificação periódica dos elementos químicos. **Química Nova**, v. 20, n. 1, p. 103-117, 1997.
- VEIGA, I. P. A.; LOPES, A. O.; CASTANHO, M. E.; CUNHA, M. I.; DAMIS, O. T.; RAYS, O. A.; MARTINS, P. L. O.; CASTANHO, S. E. M.; KENSKI, V. M. **Didática: o ensino e suas relações**. 19ª ed. Campinas: Papirus, 2012. 192 p.
- WARTHA, E. J.; SANTOS, C. M. A.; SILVA, R. A. G. O conceito de eletronegatividade na Educação Básica e no Ensino Superior. **Química Nova**, v. 34, n. 10, p. 1846-1851, 2011.
- ZABALA, A. **A prática educativa: como ensinar**. Porto Alegre: Artmed, 1998. 224 p.
- VOSNIADOU, S. Mental Models in Conceptual Development. In: MAGNANI, L.; NERSESSIAN, N. J. (Eds.). **Model-Based Reasoning: Science, Technology, Values**. New York: Kluwer Academic and Plenum Publishers, 2002. P. 353-368.

APÊNDICE

Sequência didática – Eletronegatividade e os seus significados	
Identificação	
Instituição de ensino	
Disciplina	Horário/Período
Professor(a)	
Turma	Número de alunos
Data	
Tema da SD: Eletronegatividade e os seus significados.	
Objetivo geral da SD: Interpretar os significados de eletronegatividade a partir dos estudos de Linus Pauling, Robert Mulliken, Albert Allred, Eugene Rochow e Leland Allen, explicando e comparando as escalas propostas, suas vantagens e limitações.	

Aula 1 - A tabela periódica e suas propriedades

1. INTRODUÇÃO/ JUSTIFICATIVA	2. OBJETIVOS	3. CONTEÚDO/ CONCEITOS	4. METODOLOGIA DE ENSINO/MÉTODO	5. RECURSOS DIDÁTICOS	6. AVALIAÇÃO
Apresentação do objetivo geral da SD seguido pelo objetivo vinculado à aula. Abordagem explicativa sobre os modelos para a Ciência, pois são fruto do conhecimento científico. Abordagem sobre a tabela periódica a partir da História da Ciência e propriedades periódicas, visto que a tabela organiza informações químicas acerca da natureza dos elementos. Levantamento das concepções dos alunos sobre eletronegatividade a partir de questionário on-line a fim de que o docente possa conhecer como esse assunto é compreendido pela turma.	- Interpretar o que são modelos para a Ciência, identificando exemplos de modelos com base em seus fundamentos. - Entender a construção da tabela periódica como fruto do trabalho humano a partir da História da Ciência, explicando sobre suas origens e modificações. - Lembrar as propriedades periódicas, reconhecendo as na tabela periódica.	- Modelos para a Ciência. - Breve histórico da tabela periódica com base na obra “Alguns aspectos históricos da classificação periódica dos elementos químicos” de Mário Tolentino, Romeu Rocha-Filho e Aécio Pereira Chagas. - Propriedades periódicas: - Reconhecimento e explicação sobre essas propriedades.	- Método de exposição pelo professor: aula expositiva dialogada. - Método de elaboração conjunta: conversação didática entre alunos e professor.	- Uso da sala de aula; - Projetor para apresentação dos objetivos e contexto histórico; - Tabela periódica. - Lousa, giz/caneta e apagador.	Participação em aula a partir da leitura do artigo e entrega do questionário on-line no prazo solicitado.

7. Referências

- FERRAZ, A. P. C. M.; BELHOT, R. V. Taxonomia de Bloom: revisão teórica e apresentação das adequações do instrumento para definição de objetivos instrucionais. **Gestão & Produção**, v. 17, n. 2, p. 421-431, 2010.
- JUSTI, R. Modelos e Modelagem no Ensino de Química: Um olhar sobre aspectos essenciais pouco discutidos. In: SANTOS, W. L. P.; MALDANER, O. A. (Orgs.). **Ensino de Química em Foco**. 3ª Ed. Ijuí: Unijuí, 2015. Cap. 8, p. 209-230.
- LEE, J. D. **Química inorgânica não tão concisa**. 5ª ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1999. 527 p.
- LIBÂNEO, J. C. A Avaliação Escolar. In: **Didática**. São Paulo: Cortez, 1990. p. 195-220.
- LIBÂNEO, J. C. Os métodos de ensino. In: **Didática**. São Paulo: Cortez, 2013. p. 164-194.
- TOLENTINO, M.; ROCHA-FILHO, R.; CHAGAS, A. P. Alguns aspectos históricos da classificação periódica dos elementos químicos. **Química Nova**, v. 20, n. 1, p. 103-117, 1997.

Aula 2 - Halogênios: principais características e discussão

1. INTRODUÇÃO/ JUSTIFICATIVA	2. OBJETIVOS	3. CONTEÚDO/ CONCEITOS	4. METODOLOGIA DE ENSINO/MÉTODO	5. RECURSOS DIDÁTICOS	6. AVALIAÇÃO
Os halogênios constituem a tabela periódica, compondo a família 7A ou grupo 17. O termo “halogênio” significa, em grego, “formador de sal” e muitos sais são formados de sua reação com metais. Ademais, os halogênios são bastante reativos sob não-metais. De forma geral, o uso dos halogênios e seus derivados encontra grande aplicabilidade industrial e até mesmo biológica. Portanto, é necessária uma breve apresentação acerca das propriedades gerais dessa família, seguida de uma atividade voltada à compreensão do comportamento do ponto de fusão (PF) e ebulição (PE) no decorrer da	- Lembrar as propriedades gerais dos halogênios, reconhecendo-os em tabela periódica. - Criar um modelo sobre o comportamento dos PF e PE das moléculas F_2, Cl_2, Br_2 e I_2, planejando-o a partir do conhecimento químico. - Analisar o comportamento dos PF e PE das moléculas diatômicas homonucleares F_2, Cl_2, Br_2 e I_2 por meio da modelagem, concluindo a relação com as forças de dipolo induzido e a polarizabilidade.	- Propriedades gerais e usos dos halogênios; - Forças de dipolo induzido; - Polarizabilidade.	- Método de exposição pelo professor: aula expositiva dialogada; - Ensino Fundamentado em Modelagem.	- Uso da sala de informática; - Projetor de slides, computadores e <i>internet</i>; - Plataforma Avogadro.	Observação das discussões e dos modelos realizados pelos grupos para a atividade de modelagem.

família. Tal proposta visa alcançar a discussão sobre polarizabilidade, forças de dipolo induzido e modelos.					
--	--	--	--	--	--

7. Referências

- ATKINS, P.; JONES, L. Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2012. 1055 p.
- FERRAZ, A. P. C. M.; BELHOT, R. V. Taxonomia de Bloom: revisão teórica e apresentação das adequações do instrumento para definição de objetivos instrucionais. **Gestão & Produção**, v. 17, n. 2, p. 421-431, 2010.
- JUSTI, R. Modelos e Modelagem no Ensino de Química: Um olhar sobre aspectos essenciais pouco discutidos. *In*: SANTOS, W. L. P.; MALDANER, O. A. (Orgs.). **Ensino de Química em Foco**. 3ª Ed. Ijuí: Unijuí, 2015. Cap. 8, p. 209-230.
- LEE, J. D. **Química inorgânica não tão concisa**. 5ª ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1999. 527 p.
- LIBÂNEO, J. C. A Avaliação Escolar. *In*: **Didática**. São Paulo: Cortez, 1990. p. 195-220.
- LIBÂNEO, J. C. Os métodos de ensino. *In*: **Didática**. São Paulo: Cortez, 2013. p. 164-194.
- RODGERS, G. E. Química Inorgânica: Introdução a Química de Coordenação, do estado sólido e descritiva. Madri: McGraw-Hill, 664 p.

Aula 3 – Expandindo o que conhecemos sobre Eletronegatividade

1. INTRODUÇÃO/ JUSTIFICATIVA	2. OBJETIVOS	3. CONTEÚDO/ CONCEITOS	4. METODOLOGIA DE ENSINO/MÉTODO	5. RECURSOS DIDÁTICOS	6. AVALIAÇÃO
A eletronegatividade é uma propriedade descrita em livros didáticos do Ensino Básico e Superior. Em sua maioria, encontra-se apenas a citação em relação a escala de eletronegatividade proposta por Linus Pauling. Porém, há diversas outras escalas. Dessa forma, é necessário apresentar um breve contexto histórico acerca do desenvolvimento do tema, iniciando com Berzelius e Pauling e a proposição de uma atividade de modelagem em relação aos ensinamentos trazidos por Pauling.	- Interpretar o desenvolvimento histórico-científico acerca da eletronegatividade, explicando origens e os principais significados atribuídos. - Elaborar um modelo para a problemática das energias de ligação em moléculas diatômicas heteronucleares, planejando-o a partir dos conhecimentos químicos adquiridos. - Entender a formulação e as principais ideias vinculadas à escala de eletronegatividade por Pauling a partir do uso da modelagem, comparando os modelos produzidos sobre as	- Breve histórico acerca da Eletronegatividade: - Eletronegatividade para Berzelius; - Eletronegatividade para Pauling. - Formulação da escala de eletronegatividade por Pauling.	- Método de exposição pelo professor: aula expositiva dialogada; - Ensino Fundamentado em Modelagem.	- Uso da sala de informática; - Projetor de slides, computadores e <i>internet</i>; - Editor de planilhas.	Participação na atividade de modelagem.

	energias de ligação em moléculas diatômicas heteronucleares.				
--	--	--	--	--	--

7. Referências

- FERRAZ, A. P. C. M.; BELHOT, R. V. Taxonomia de Bloom: revisão teórica e apresentação das adequações do instrumento para definição de objetivos instrucionais. **Gestão & Produção**, v. 17, n. 2, p. 421-431, 2010.
- LEE, J. D. **Química inorgânica não tão concisa**. 5ª ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1999. 527 p.
- LIBÂNEO, J. C. A Avaliação Escolar. In: **Didática**. São Paulo: Cortez, 1990. p. 195-220.
- LIBÂNEO, J. C. Os métodos de ensino. In: **Didática**. São Paulo: Cortez, 2013. p. 164-194.
- PAULING, L. G. N. Lewis and the chemical bond. **Journal of Chemical Education**, v. 61, n. 3, p. 201-203, 1984.
- PAULING, L. The origin and nature of the electronegativity scale. **Journal of Chemical Education**, ed. 4, v. 65, p. 375-375, 1988.
- PAULING, L. The nature of the chemical bond. IV. The energy of single bonds and the relative electronegativity of atoms. **Journal of Chemical Education**, v. 54, n. 9, p. 3570-3582, 1932.
- PULIDO, M. D. **O dualismo eletroquímico de Berzelius**: sua caracterização e presença em livros didáticos de química. 2016. Dissertação (Mestrado) – Faculdade de Educação, Instituto de Física, Instituto de Química e Instituto de Biociências, Universidade de São Paulo, São Paulo, 2016.
- RUSSELL, C. A. The electrochemical theory of Berzelius. **Annals of Science**, v. 19, p. 127-145, 1963.
- WARTHA, E. J.; SANTOS, C. M. A.; SILVA, R. A. G. O conceito de eletronegatividade na Educação Básica e no Ensino Superior. **Química Nova**, v. 34, n. 10, p. 1846-1851, 2011.

Aula 4 - A importância da eletronegatividade e a visão de Mulliken sobre tal propriedade

1. INTRODUÇÃO/ JUSTIFICATIVA	2. OBJETIVOS	3. CONTEÚDO/ CONCEITOS	4. METODOLOGIA DE ENSINO/MÉTODO	5. RECURSOS DIDÁTICOS	6. AVALIAÇÃO
A eletronegatividade é uma propriedade que auxilia a compreensão da polaridade em moléculas e a determinação de ligações predominantemente iônicas ou covalente. Ademais, o grau de acidez das moléculas pode ser questionado utilizando a eletronegatividade. No contexto das escalas de eletronegatividade propostas, encontra-se a escala de Robert Mulliken elaborada a partir de dados intrínsecos ao elemento, como energia de ionização e afinidade eletrônica.	- Interpretar a eletronegatividade como uma manifestação da ressonância, exemplificando a partir de moléculas formadas por halogênios. - Interpretar a importância da eletronegatividade junto a outras propriedades, explicando o comportamento do grau de acidez no decorrer dos ácidos (HX) formados pelos halogênios. - Entender a importância da eletronegatividade, interpretando a polaridade de moléculas formadas pelos halogênios.	- Importância da eletronegatividade na determinação de: - Polaridade; - Grau de acidez; - Ligações predominantemente iônicas ou covalentes. - Eletronegatividade por Mulliken - Comparações entre as escalas de Pauling e Mulliken.	- Método de exposição pelo professor: aula expositiva;	- Uso da sala de aula; - Lousa, giz/caneta, apagador; - Projetor para slides, computador e <i>internet</i>; - Tabela periódica.	Observação dos alunos em relação a capacidade de relacionar conceitos para realização das atividades propostas.

	- Entender a eletronegatividade proposta por Mulliken, explicando seu significado. - Analisar a eletronegatividade proposta por Pauling e Mulliken, diferenciando significados, vantagens e limitações.				
--	--	--	--	--	--

7. Referências

- FERRAZ, A. P. C. M.; BELHOT, R. V. Taxonomia de Bloom: revisão teórica e apresentação das adequações do instrumento para definição de objetivos instrucionais. **Gestão & Produção**, v. 17, n. 2, p. 421-431, 2010.
- LEE, J. D. **Química inorgânica não tão concisa**. 5ª ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1999. 527 p.
- LIBÂNEO, J. C. A Avaliação Escolar. In: **Didática**. São Paulo: Cortez, 1990. p. 195-220.
- LIBÂNEO, J. C. Os métodos de ensino. In: **Didática**. São Paulo: Cortez, 2013. p. 164-194.
- MULLIKEN, R. S. A new electroaffinity scale; together with data on valence states and on valence ionizations potentials and electron affinities. **The Journal of Chemical Physics** v. 2, p. 782-793, 1934.
- PAULING, L. The origin and nature of the electronegativity scale. **Journal of Chemical Education**, ed. 4, v. 65, p. 375-375, 1988.
- WARTHA, E. J.; SANTOS, C. M. A.; SILVA, R. A. G. O conceito de eletronegatividade na Educação Básica e no Ensino Superior. **Química Nova**, v. 34, n. 10, p. 1846-1851, 2011.

Aula 5 - As propostas de eletronegatividade feitas por Allred-Rochow e Allen

1. INTRODUÇÃO/ JUSTIFICATIVA	2. OBJETIVOS	3. CONTEÚDO/ CONCEITOS	4. METODOLOGIA DE ENSINO/MÉTODO	5. RECURSOS DIDÁTICOS	6. AVALIAÇÃO
Albert Allred, Eugene Rochow e Leland Allen propuseram escalas de eletronegatividade a partir dos anos de 1950. Allred e Rochow elaboraram uma escala com base nos parâmetros de raio covalente e carga nuclear efetiva. Allen sugeriu utilizar a energia média monoelétrica dos elétrons de valência no estado fundamental. Ambas as escalas possuem vantagens e limitações, assim como as outras, constituindo a Ciência. Ao final da aula, o mesmo questionário deverá ser respondido pelos alunos. Com a finalidade de promover uma divulgação visual do	- Interpretar a escala de Allred-Rochow, explicando seu significado, suas contribuições e limitações. - Interpretar a escala de Allen, explicando seu significado, suas contribuições e limitações.	- Eletronegatividade por Allred-Rochow; - Eletronegatividade por Allen.	- Método de exposição pelo professor: aula expositiva; - Método de elaboração conjunta: elaboração de <i>post</i> informativo acerca do conteúdo da Eletronegatividade.	- Uso da sala de informática; - Projetor de slides, computador e <i>internet</i>; - Lousa, giz/caneta e apagador.	Entrega dos questionamentos e dos <i>posts</i>.

conteúdo, propõe-se atividade vinculada a criação de conteúdo.					
--	--	--	--	--	--

7. Referências

ALLEN, L. C. Electronegativity is the average one-electron energy of the valence-shell electrons in ground-state free atoms. **Journal American Chemical Society**, v. 111, n. 25, p. 9003-9014, 1989.

ALLEN, L. C.; MANN, J. B.; MEEK, T. L. Configuration energies of the main group elements. **Journal American Chemical Society**, v. 122, n. 12, p. 2780-2783, 2000.

ALLRED, A. L.; ROCHOW, E. G. A scale of eletronegativity based on electrostatic force. **Journal of Inorganic and Nuclear Chemistry**, v. 5, p. 264-268, 1958.

ATKINS, P.; JONES, L. Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2012. 1055 p.

FERRAZ, A. P. C. M.; BELHOT, R. V. Taxonomia de Bloom: revisão teórica e apresentação das adequações do instrumento para definição de objetivos instrucionais. **Gestão & Produção**, v. 17, n. 2, p. 421-431, 2010.

LEE, J. D. **Química inorgânica não tão concisa**. 5ª ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1999. 527 p.

LIBÂNEO, J. C. A Avaliação Escolar. In: **Didática**. São Paulo: Cortez, 1990. p. 195-220.

LIBÂNEO, J. C. Os métodos de ensino. In: **Didática**. São Paulo: Cortez, 2013. p. 164-194.

MULLIKEN, R. S. A new electroaffinity scale; together with data on valence states and on valence ionizations potentials and electron affinities. **The Journal of Chemical Physics** v. 2, p. 782-793, 1934.

PAULING, L. The origin and nature of the electronegativity scale. **Journal of Chemical Education**, ed. 4, v. 65, p. 375-375, 1988.

PAULING, L. The nature of the chemical bond. IV. The energy of single bonds and the relative electronegativity of atoms. **Journal of Chemical Education**, v. 54, n. 9, p. 3570-3582, 1932.

WARTHA, E. J.; SANTOS, C. M. A.; SILVA, R. A. G. O conceito de eletronegatividade na Educação Básica e no Ensino Superior. **Química Nova**, v. 34, n. 10, p. 1846-1851, 2011.

