

UNIVERSIDADE FEDERAL DE ALAGOAS - UFAL
CAMPUS ARAPIRACA
QUÍMICA - LICENCIATURA

RIKELLEN LARISSA BEZERRA DA SILVA

**EXPLORANDO AS PROPRIEDADES PERIÓDICAS: UMA ABORDAGEM
SIGNIFICATIVA PARA O ENSINO DA TABELA PERIÓDICA**

ARAPIRACA
2023

Rikellen Larissa Bezerra da Silva

Explorando as propriedades periódicas: uma abordagem significativa para o ensino da tabela
periódica

Trabalho de Conclusão de Curso (TCC),
apresentado ao Curso de Química Licenciatura da
Universidade Federal de Alagoas - Campus
Arapiraca, como requisito parcial para obtenção do
título de Licenciada em Química.

Orientadora: Prof.^a Dr.^a Iara Terra de Oliveira

Coorientador: Prof. Dr. Hueder Paulo Moisés de
Oliveira

Arapiraca

2023



Universidade Federal de Alagoas – UFAL
Campus Arapiraca
Biblioteca Setorial *Campus Arapiraca* - BSCA

S586e

Silva, Rikellen Larissa Bezerra da

Explorando as propriedades periódicas [recurso eletrônico]: uma abordagem significativa para o ensino da tabela periódica / Rikellen Larissa Bezerra da Silva. – Arapiraca, 2023.

45 f.: il.

Orientadora: Prof.^a Dr.^a Iara Terra de Oliveira.

Coorientador: Prof. Dr. Hueder Paulo Moisés de Oliveira.

Trabalho de Conclusão de Curso (Licenciatura em Química) - Universidade Federal de Alagoas, *Campus Arapiraca*, Arapiraca, 2023.

Disponível em: Universidade Digital (UD) / RD- BSCA– UFAL (*Campus Arapiraca*).

Referências: f. 43-45.

1. Tabela periódica. 2. Ensino de química. 3. Propriedades periódicas. I. Oliveira, Iara Terra de. II. Oliveira, Hueder Paulo Moisés de. III. Título.

CDU 54

Rikellen Larissa Bezerra da Silva

Explorando as propriedades periódicas: uma abordagem significativa para o ensino da tabela
periódica

Trabalho de Conclusão de Curso (TCC),
apresentado ao Curso de Química Licenciatura da
Universidade Federal de Alagoas - Campus
Arapiraca, como requisito parcial para obtenção do
título de Licenciada em Química.

Data de aprovação: 11/12/2023.

Banca examinadora

Documento assinado digitalmente
 IARA TERRA DE OLIVEIRA
Data: 15/02/2024 06:53:02-0300
Verifique em <https://validar.iti.gov.br>

Prof.^a Dr.^a Iara Terra de Oliveira
Universidade Federal de Alagoas - UFAL
Campus Arapiraca
(Orientadora)

Documento assinado digitalmente
 HUEDER PAULO MOISES DE OLIVEIRA
Data: 14/02/2024 20:09:26-0300
Verifique em <https://validar.iti.gov.br>

Prof. Dr. Hueder Paulo Moisés de Oliveira
Universidade Federal do ABC- UFABC
(Coorientador)

Documento assinado digitalmente
 GIOVANNI SCATAGLIA BOTELHO PAZ
Data: 15/02/2024 14:24:54-0300
Verifique em <https://validar.iti.gov.br>

Prof. Me. Giovanni Scataglia Botelho Paz
Universidade Federal do ABC - UFABC
Campus Santo André - SP
(Examinador)

Documento assinado digitalmente
 SERGIO MODESTO VECHI
Data: 16/02/2024 16:16:39-0300
Verifique em <https://validar.iti.gov.br>

Prof. Dr. Sérgio Modesto Vechi
Universidade Federal de Alagoas - UFAL
Campus Arapiraca
(Examinador)

Dedico este trabalho a todos(as) professores(as) e futuros(as) professores(as) de Química. Que esse trabalho sirva de inspiração para as gerações futuras.

AGRADECIMENTOS

À Professora Dra. Iara Terra de Oliveira, minha orientadora, expresso profunda gratidão pelos anos de convivência acadêmica. Sua paciência e ensinamentos sobre a vida humana foram essenciais para meu aprendizado ao longo da graduação. Agradeço por sua orientação cuidadosa, conselhos sábios e contribuição inestimável para meu crescimento acadêmico e pessoal.

Ao Professor Dr. Hueder Paulo Moisés de Oliveira, meu coorientador, agradeço profundamente por sua orientação durante o Trabalho de Conclusão de Curso. Suas instruções revelaram as diversas relações da Química com o cotidiano. Sem suas orientações, não teria saído da minha zona de conforto. Agradeço por compartilhar seu conhecimento e inspirar meu entendimento.

Quero expressar minha profunda gratidão à minha turma de 2018.2, à Abigail, Dhensfa, Gabriela, Fhysmélia, Ires, Mayra, Matheus, Miguel, Roger e Taline. Nossa jornada acadêmica foi enriquecida por preciosos momentos de estudos, discussões e aprendizados. Compartilhar essas experiências tornou o curso mais leve e significativo. Sou imensamente grata por tudo que vivemos juntos, e esses momentos estarão eternamente marcados em meu coração.

Aos meus amigos de longa data, Rosana e Vitória. Foi incrível compartilhar experiências acadêmicas com vocês. Agradeço também a Júlio e Fernanda pelos momentos em que buscamos caronas para chegar à faculdade. Sem dúvida, essas experiências fortaleceram nossos laços e contribuíram para o nosso crescimento pessoal.

Minha profunda gratidão aos meus pais, e em especial, à minha mãe Claudete, que não mediu esforços para que eu pudesse concluir este curso. Agradeço também à minha madrinha Ana, que, nos momentos de dúvida sobre ingressar nesse curso, ofereceu palavras de incentivo valiosas. Essas pessoas foram essenciais para que eu superasse os desafios encontrados ao longo desta jornada acadêmica.

A Antunes Celso, pela companhia e apoio durante esses anos de graduação. Nas horas de desespero e angústia, ele sempre me ofereceu palavras de apoio e um alicerce sólido para que eu continuasse. Com extrema paciência, imprimiu meus trabalhos e auxiliou-me no que precisava.

Agradeço a Deus por estar sempre me guiando e caminhando ao meu lado, protegendo-me e auxiliando-me na tomada de decisões. Sou eternamente grata a Deus por tudo o que venho conquistando.

Quero expressar minha profunda gratidão à UFAL por me conceder a bolsa de permanência, foi um suporte fundamental em minha trajetória acadêmica. Agradeço também ao programa de monitoria, que proporcionou valiosas experiências como monitora e permitiu-me vivenciar um pouco do ambiente da sala de aula. Sou especialmente grata ao PIBIC, que abriu as portas para explorar o campo da pesquisa. Por fim, agradeço à Proex por oferecer a oportunidade de enriquecer minha jornada acadêmica com experiências significativas na extensão universitária. Essas oportunidades foram fundamentais para o meu crescimento acadêmico e profissional.

A todos que contribuíram direta ou indiretamente para que este trabalho fosse realizado.

Meus sinceros agradecimentos.

RESUMO

O presente estudo investiga algumas propriedades periódicas e suas relevâncias no cotidiano com o objetivo de aprimorar o ensino sobre a Tabela Periódica. Enfatiza a limitação do ensino superficial e propõe uma abordagem contextualizada, explorando aplicações práticas. A pesquisa visa proporcionar aos professores subsídios para tornar o ensino da Tabela Periódica mais significativo e envolvente, visando promover uma compreensão mais diversificada e duradoura dos princípios químicos entre os alunos. O percurso metodológico foi estruturado com base em uma análise bibliográfica de natureza qualitativa, tendo como finalidade investigar algumas das propriedades periódicas, tais como afinidade eletrônica, eletronegatividade, densidade e raio atômico e relacioná-las a ações cotidianas. Essas propriedades desempenham papéis essenciais em várias aplicações práticas. O flúor é crucial na prevenção de cáries devido à sua alta afinidade eletrônica. O cloro, com base em sua eletronegatividade e afinidade eletrônica, é um desinfetante eficaz na água. A densidade é crucial nos processos de tratamento da água, estabilidade de emulsões e flutuação de barcos. O raio atômico influencia no tamanho dos íons. Dessa forma, espera-se que essa proposta seja um material de apoio que possa proporcionar uma aprendizagem enriquecedora no contexto do ensino de Química sobre o entendimento e aplicações das propriedades periódicas.

Palavras-chave: tabela periódica; propriedades periódicas; ensino das propriedades.

ABSTRACT

This study investigates some periodic principles and their relevance to everyday life with the aim of improving teaching about the periodic table. It emphasizes the limitations of superficial teaching and proposes a contextualized approach, exploring practical applications. The research aims to provide teachers with support to make the teaching of the periodic table more meaningful and engaging, in order to promote a more diverse and lasting understanding of chemical principles among students. The methodological path was structured on the basis of a qualitative bibliographical analysis, with the aim of investigating some of the periodic characteristics, such as electron affinity, electronegativity, density and atomic radius, and relating them to everyday actions. These properties play essential roles in various practical applications. Fluorine is crucial in preventing tooth decay due to its high electron affinity. Chlorine, based on its electronegativity and electronic affinity, is an effective disinfectant in water. Density is crucial in water treatment processes, emulsion stability and boat flotation. Atomic radius influences the size of ions. In this way, it is hoped that this proposal will be a support material that can provide enriching learning in the context of teaching chemistry about the understanding and applications of periodic properties.

Keywords: periodic table; periodic properties; chemistry teaching.

LISTA DE FIGURAS

Figura 1 - Tabela periódica dos elementos.....	14
Figura 2 - O raio iônico pode ser ilustrado como a soma do raio do ânion mais o raio cátion.....	22
Figura 3 - Ciclo de Born-Haber usado para determinar a entalpia de rede do cloreto de magnésio.....	24
Figura 4 - As relações construtivas e destrutivas entre dois orbitais 1s do hidrogênio resultam na criação dos orbitais moleculares ligante e antiligante.....	25
Figura 5 - Caixa de creme dental da marca IceFresh informa que contém flúor.....	32
Figura 6 - Corrosão em uma superfície de ferro.....	33
Figura 7 - Aplicação de iodo no fermento.....	34
Figura 8 - Insaturação na solubilidade do açúcar na água.....	36
Figura 9 - Recipiente com água e outro com leite, ambos com quantidades semelhantes de chocolate em pó.....	38
Figura 10 - Representação do funcionamento de uma pilha de Daniell.....	40

LISTA DE QUADROS

Quadro 1 - Alguns exemplos de centros metálicos (ácidos de Lewis) e ligantes (bases de Lewis) duros, moles.....	28
---	----

LISTA DE ABREVIATURAS E SIGLAS

TP	Tabela Periódica
TOM	Teoria do Orbital Molecular

SUMÁRIO

1	INTRODUÇÃO	12
2	FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA	13
2.1	Tabela Periódica	13
2.2	Afinidade Eletrônica	15
2.3	Eletronegatividade.....	16
2.4	Densidade	20
2.5	Raio Atômico.....	21
2.6	Ciclo de Born-Haber.....	23
2.7	Teoria do Orbital Molecular.....	24
2.8	Polarizabilidade.....	26
2.9	Classificação de Pearson.....	27
3	OBJETIVOS.....	29
3.1	Objetivo Geral.....	29
3.2	Objetivos Específicos.....	29
4	METODOLOGIA.....	30
5	DISCUSSÕES.....	31
6	CONSIDERAÇÕES FINAIS.....	41
	REFERÊNCIAS	43

1 INTRODUÇÃO

Dmitri Mendeleev (1834-1907) é amplamente reconhecido como o pai da Tabela Periódica (TP), devido à sua contribuição revolucionária para a organização dos elementos químicos. Em 1869, Mendeleev publicou uma tabela na qual organizou os elementos conhecidos até então com base em suas propriedades Químicas e massas atômicas. Além disso, Mendeleev deixou espaços vazios na tabela para elementos que ele previu que seriam descobertos no futuro, com base nas propriedades dos elementos vizinhos (Lima; Barbosa; Filgueiras, 2019).

A TP, concebida por Mendeleev, representa uma das ferramentas mais essenciais na Química. Sua estrutura é organizada para entender as propriedades dos elementos e suas interações. É importante ressaltar que a TP em seu uso educacional muitas vezes se limita a um aprendizado superficial. Apesar de sua importância como uma ferramenta fundamental na Química, há uma tendência em muitos currículos educacionais para não considerá-la como um elemento central de estudo por si só (Silva Filho; Aquino, 2022).

Nesse sentido, percebe-se a invocação da ideia de memorização como um resultado positivo da estratégia, o que, vale destacar, é comumente considerado uma habilidade associada ao ensino convencional da TP (Silva Filho; Aquino, 2022). Uma possibilidade de suplementar o ensino da TP implicar em um ensino contextualizado, interconectado com outros conceitos químicos e científicos. Em vez de ser apresentada como um conjunto estático de informações, pode ser utilizada como um ponto de partida para explorar temas mais amplos, como estrutura atômica, ligação química, comportamento dos gases, entre outros.

A utilização de abordagens alternativas no ensino de Química ainda é pouco comum, possivelmente devido à falta de clareza quanto aos objetivos pedagógicos que se almeja atingir ao ensinar determinados conteúdos (Ferreira; Correa; Dutra, 2016). É crucial priorizar a criação e implementação de estratégias de ensino que ajudem os alunos, visando proporcionar uma compreensão mais aprofundada do conteúdo (Carbuloni *et al.*, 2017). Por exemplo, ao estudar a tendência dos raios atômicos ou eletronegatividade, os alunos podem discernir o porquê certos elementos reagem de maneiras específicas e como essas tendências influenciam o seu comportamento químico em diversas situações. Diante disso, este trabalho investigou e compreendeu algumas propriedades periódicas dos elementos químicos e sua relevância com o propósito de fornecer subsídios no contexto do ensino de Química sobre a TP e suas aplicações práticas.

2 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

2.1 Tabela Periódica

A TP é uma das conquistas mais significativas na história da Química. Em 1869, Dmitri Mendeleev elaborou e publicou uma tabela na qual classificou os elementos então conhecidos, levando em conta suas características químicas e massas atômicas. O trabalho de Mendeleev foi notável, pois ele conduziu suas pesquisas numa época em que muitos elementos naturais, como os gases nobres, eram ainda desconhecidos (Lemes; Pino Júnior, 2008). Seu trabalho árduo e dedicação levaram à criação de um sistema que revolucionou a forma como entendemos a matéria.

Além disso, Mendeleev foi perspicaz ao deixar espaços vazios entre os 63 elementos conhecidos naquela época, sugerindo a presença de elementos ainda não descobertos. Essa estratégia é amplamente reconhecida como uma das realizações mais notáveis de seu trabalho (Silva Filho; Aquino, 2022). A TP não apenas simplificou a complexidade dos elementos, mas também serviu como um guia essencial para futuras descobertas. À medida que novos elementos foram encontrados, eles foram incorporados à tabela.

Segundo Leite (2019, p. 704) “a construção da TP ilustra o modo pelo qual a Química se desenvolveu”. Ou seja, ela não é apenas uma disposição organizada dos elementos, mas também uma narrativa visual do progresso científico. Cada novo elemento descoberto e cada ajuste na tabela representam uma peça no quebra-cabeça da compreensão sobre a estrutura fundamental da matéria. A evolução da TP não apenas ilustra o modo como a Química se desenvolveu historicamente, mas também antecipou futuras descobertas, destacando a natureza dinâmica e a constante evolução da ciência.

Atualmente, a TP (Figura 1) está organizada em segmentos chamados blocos, cujos rótulos indicam a subcamada mais externa ocupada pelos elétrons, seguindo o princípio de construção (os blocos s, p, d e f) (Atkins; Jones; Laverman, 2018; Brown *et al.*, 2005). Os elementos na tabela são dispostos em ordem crescente de número atômico. Além disso, os elementos são agrupados em períodos e grupos. Os elementos em um mesmo grupo geralmente compartilham propriedades químicas semelhantes devido ao número de elétrons na camada de valência.

Figura 1 - Tabela periódica dos elementos

Sociedade Brasileira de Química

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

Número atômico: **Si** 14 28,0855
 Símbolo: **Si**
 Nome: **SÍLCIO**

Estado físico: Zn - sólido Hg - líquido Ne - gás ☐ - sintético

Atenção: para saber como obter uma tabela periódica com muitas outras informações adicionais, acesse www.sbg.org.br/divulgacao

DESDE 2019

2019 IVPT

Organização das Nações Unidas para a Ciência e a Cultura
 Associação Internacional de Químicos Brasileiros
 Associação Brasileira de Químicos

www.sbg.org.br

copyright © 2022 SBQ

fone: (11) 3032-2299

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H HIDROGÊNIO	2 He HÉLIO																
3 Li LÍTIO	4 Be BERÍLIO											5 B BÓRIO	6 C CARBONO	7 N NITROGÊNIO	8 O OXIGÊNIO	9 F FLUOR	10 Ne NÉON
11 Na SÓDIO	12 Mg MAGNÉSIO											13 Al ALUMÍNIO	14 Si SÍLCIO	15 P FÓSFORO	16 S ENXOFRE	17 Cl CLORO	18 Ar ARGÔNIO
19 K POTÁSSIO	20 Ca CÁLCIO	21 Sc ESCÂNDIO	22 Ti TÍTÂNIO	23 V VANÁDIO	24 Cr CRÔMIO	25 Mn MANGANÊS	26 Fe FERRO	27 Co COBALTO	28 Ni NÍQUEL	29 Cu COBRE	30 Zn ZINCO	31 Ga GÁLIO	32 Ge GERMÂNIO	33 As ARSENÍO	34 Se SELIÊNIO	35 Br BROMO	36 Kr KRÍPTÔNIO
37 Rb RUBÍDIO	38 Sr ESTRÔNCIO	39 Y ÍTRIO	40 Zr ZIRCONÍO	41 Nb NÍBIO	42 Mo MOLÍBDENO	43 Tc TECNÉCIO	44 Ru RÚTENO	45 Rh RÓDIO	46 Pd PALÁDIO	47 Ag PRATA	48 Cd CÁDMIO	49 In ÍNDIO	50 Sn ESTÂNCIO	51 Sb ANTIMÔNIO	52 Te TELÚRIO	53 I IODO	54 Xe XENÔNIO
55 Cs CÉSIO	56 Ba BÁRIO	57-71 LANTANÍDEOS	72 Hf HÁFÂNIO	73 Ta TÂNTALO	74 W WOLFRÂNIO	75 Re RÊNIO	76 Os ÓSMIO	77 Ir IRÍDIO	78 Pt PLATINA	79 Au OURÔ	80 Hg MERCÚRIO	81 Tl TÁLIO	82 Pb CHUMBO	83 Bi BISMUTO	84 Po PÓLONIO	85 At ÁSTATO	86 Rn RÁDÔNIO
87 Fr FRÂNCIO	88 Ra RÁDIO	89-103 ACTINÍDEOS	104 Rf RIFÉRMIO	105 Db DUBNÍO	106 Sg SEABÓRGIO	107 Bh BOHRIÓ	108 Hs HÁSSIO	109 Mt MEITNÉRIO	110 Ds DARMSTADTÍO	111 Rg ROENTGÊNIO	112 Cn COPERNICÍO	113 Nh NIHÔNIO	114 Fl FLERÓVIO	115 Mc MOSCÓVIO	116 Lv LIVERMÓRIO	117 Ts TENESSÓ	118 Og OGANESSÔNIO
			107 La LANTÂNIO	108 Ce CÉRIO	109 Pr PRASEODÍMIO	110 Nd NÍQUELO	111 Pm PROMÉCIO	112 Sm SAMÁRIO	113 Eu EUROPIO	114 Gd GADOLÍNIO	115 Tb TERBÍO	116 Dy DISPRÓDIO	117 Ho HÓLMIO	118 Er ERBÓIO	119 Tm TULÍO	120 Yb ÍTERBIO	121 Lu LÚTECIO
			122 Ac ACTÍNIO	123 Th TÓRIO	124 Pa PROTÁCTÍNIO	125 U URÂNIO	126 Np NEPTÚNIO	127 Pu PLÚTÔNIO	128 Am AMÉRICIO	129 Cm CÚRIO	130 Bk BERKÉLIO	131 Cf CALIFÓRNI	132 Es EINSTEÍNIO	133 Fm FERMÍO	134 Md MENDELÉVIO	135 No NOBÉLIO	136 Lr LAURÊNCIO

Fonte: Sociedade Brasileira de Química (2023).

Através da estrutura eletrônica de camadas dos átomos explicam-se as propriedades periódicas (Duarte, 2001). Na Química contemporânea, é habitual estabelecer uma conexão entre as características químicas de uma substância específica e a disposição geométrica e eletrônica de suas moléculas (Duarte, 2001). Após discutir as propriedades periódicas e a relação entre características químicas e a disposição de moléculas, é relevante explorar a ligação química.

A teoria moderna, delineada por G.N. Lewis e I. Langmuir entre 1916 e 1920, propôs que as espécies iônicas se formam por transferência de elétrons, enquanto o compartilhamento de elétrons desempenha um papel crucial nas moléculas covalentes (Housecroft; Sharge, 2013). Esta perspectiva fornece informações valiosas sobre como os átomos interagem para formar substâncias, fundamentando a compreensão da química molecular. Portanto, a ligação química que envolve a interação entre dois átomos (ou grupos de átomos) está diretamente relacionada à reorganização da estrutura eletrônica, isto é, a redistribuição dos elétrons dos átomos para formar uma nova molécula (Duarte, 2001).

Consequentemente, a variação da carga nuclear efetiva, representada por Z_{ef} , desempenha um papel fundamental na compreensão das tendências periódicas, pois tem um impacto direto nas energias e na localização dos elétrons nas camadas de valência dos átomos (Atkins; Jones; Laverman, 2018). Isso ocorre porque essa carga influencia como os elétrons

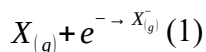
são atraídos e distribuídos em torno do núcleo de um átomo. À medida que se move horizontalmente ao longo de um período ou verticalmente em um grupo da tabela, várias características dos elementos, como afinidade eletrônica, energia de ionização, densidade, entre outras, sofrem alterações.

Com base no exposto acima, na seção de fundamentação teórica, será abordado algumas propriedades periódicas, como afinidade eletrônica, eletronegatividade, densidade e raio atômico.

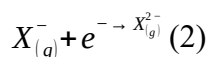
2.2 Afinidade Eletrônica

A afinidade eletrônica é definida como a “energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo gasoso neutro” (Lee, p. 79, 1999). Quando um elétron é adicionado a um átomo neutro, energia é liberada e as primeiras afinidades eletrônicas são, portanto, negativas. No entanto, ao tentar adicionar um elétron a um íon negativo, é necessário fornecer mais energia do que a liberada durante o processo de ligação dos elétrons. Isso resulta em afinidades eletrônicas positivas para os elétrons adicionais.

Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 58) destacam que a afinidade eletrônica “positiva significa que energia é liberada quando um elétron se liga a um átomo. Uma afinidade eletrônica negativa significa que é necessário fornecer energia para fazer um elétron se ligar a um átomo”. A primeira afinidade eletrônica de um elemento pode ser expressa pela equação:



A segunda equação de afinidade eletrônica é representada com energia positiva, indicando que mais energia é necessária para fornecer energia adicional para adicionar um elétron a um átomo ou íon devido à repulsão elétrica entre os elétrons existentes e o elétron que está sendo adicionado.



Os valores de afinidade eletrônica dos elementos podem ser compreendidos ao se considerar tanto a configuração eletrônica no estado fundamental, quanto a influência da blindagem, também conhecida como carga nuclear efetiva, exercida pelos elétrons já presentes no átomo neutro (Myers, 1990). Em termos mais simples, a afinidade eletrônica depende da carga nuclear efetiva (Lee, 1999). Portanto, átomos com alta carga nuclear efetiva, devido ao aumento no número de prótons, têm uma tendência maior para atrair

elétrons adicionais e liberar energia. Consequentemente, quando elétrons se ligam a átomos com alta carga nuclear efetiva, a afinidade eletrônica é maior, resultando na liberação de maior energia.

No entanto, é crucial ressaltar que existem exceções a essa tendência. Um exemplo notável são os gases nobres, que desafiam as regras comuns de ligação química devido à sua alta estabilidade decorrente da configuração eletrônica completa. Essa distribuição implica que o átomo tenha oito elétrons em seu nível de energia mais externo ou apenas dois elétrons, se o nível mais externo for o primeiro, essa configuração confere aos gases nobres uma afinidade eletrônica relativamente baixa. À medida que se percorre um grupo na TP, a adição de elétrons torna-se menos favorável (Roussel, 1981).

Isso ocorre devido à energia necessária para superar a crescente distância entre a camada de valência e o núcleo do átomo, juntamente com o efeito de blindagem proporcionado pelas camadas internas, que compensa o aumento da carga nuclear (Roussel, 1981). Como resultado desse equilíbrio, os valores das afinidades eletrônicas se tornam mais positivos à medida que se desce em um grupo. É importante notar que esse comportamento não é uniforme ao longo de um período (Roussel, 1981). Átomos com uma distribuição eletrônica completa em seus níveis de energia mais externos são altamente estáveis e têm uma baixa propensão para atrair elétrons adicionais.

2.3 Eletronegatividade

O químico e médico sueco, Jöns Jacob Berzelius (1779 - 1848), publicou um artigo em 1811 no *Journal de Physique*, no qual propõe uma das primeiras versões do conceito de eletronegatividade:

A respeito de suas relações com as eletricidades, nós a dividimos em substâncias "eletropositivas" e "eletronegativas". Eu chamo as substâncias de "eletropositivas" se, nas decomposições acarretadas pela pilha elétrica, elas se acumulam em torno do polo positivo, e "eletronegativas" se elas se acumulam em torno do polo negativo (Berzelius, 1811 *apud* Russel, 1963, p.127).

Essa ideia, mesmo em sua forma qualitativa, surgiu muito antes da descoberta do elétron (Tantardini; Oganov, 2021). De acordo com o estudo de Tantardini e Oganov (2021), em 1916, Gilbert N. Lewis elaborou a teoria da ligação química, cujo progresso levou Linus Pauling a estabelecer, em 1932, um conceito quantitativo de eletronegatividade fundamentado em dados termodinâmicos. Pauling propôs uma abordagem para analisar as diferenças entre as energias de ligação em moléculas homonucleares (A-A, B-B) e heteronucleares (A-B).

Ele postulou que a energia de ligação em uma molécula heteronuclear (A-B) seria aproximadamente igual à média das energias de ligação das moléculas homonucleares que a compõem (A-A e B-B), como descrito na Equação 3. Nessa equação, a energia de ligação em moléculas homonucleares é representada por $D(A-A)$, que é a energia de ligação na molécula A, e por $D(B-B)$, que é a energia de ligação na molécula B. Essa formulação permite comparar as energias de ligação entre diferentes tipos de moléculas e fornecer uma estimativa da energia de ligação em moléculas heteronucleares com base nas ligações homonucleares correspondentes.

$$D(A-B) = \frac{1}{2} [D(A-A) + D(B-B)] \quad (3)$$

De acordo com os estudos de Pauling (1988), ele observou que a energia de uma ligação covalente simples entre dois átomos diferentes é aproximadamente igual à média aritmética das energias de ligação correspondentes entre átomos semelhantes. Com base nisso, Pauling afirmou que a quantidade de energia liberada quando elementos com ligações simples reagem para formar compostos com ligações simples deveria ser sempre positiva. Porém, experimentos demonstraram que os valores de energia de ligação medidos para entidades heteronucleares A-B foram superiores às expectativas teóricas.

Além disso, observou-se que os valores reais de energia de ligação em moléculas heteronucleares eram maiores do que a média proposta por Pauling, e essa diferença aumentava à medida que os átomos envolvidos eram diferentes entre si (Wartha; Santos; Silva, 2011). Essa observação levou ao conceito de eletronegatividade, que representa a disposição dos elementos em atrair elétrons para si em uma ligação Química. Assim, Pauling propôs que a diferença entre a energia de ligação observada e a média aritmética das energias de ligação A-A e B-B poderia ser representada por Δ (Equação 4), conforme formulado da seguinte maneira:

$$\Delta = D(A-B) - \frac{1}{2} [D(A-A) + D(B-B)] \quad (4)$$

Portanto, inicialmente presumia-se que os valores de delta (Δ) nunca seriam negativos. No entanto, essa suposição não se aplicava aos hidretos de metais alcalinos (Wharta; Santos; Silva, 2011). Em vista disso, foram feitas formulações adicionais até que fosse desenvolvida uma nova abordagem para representar delta, denominada Δ' (Equação 5). Nessa nova formulação, Δ' representa a diferença entre a energia de ligação observada e a média geométrica das energias de ligação A-A e B-B.

$$\Delta' = D(A-B) - \quad (5)$$

No processo de construção de uma escala de eletronegatividade, ocorreu a necessidade de escolher um ponto de referência arbitrário. O hidrogênio, por formar ligações covalentes com uma ampla variedade de elementos, foi escolhido como esse ponto de referência, com uma eletronegatividade fixada em 2,1. Os valores de eletronegatividade dos outros elementos foram obtidos comparando-se com a eletronegatividade do hidrogênio. A eletronegatividade foi quantificada através de valores, sendo 23 (Equação 6) e 30 (Equação 7), os quais foram empregados como fatores de correção com unidades de energia. Considerando dois elementos químicos, designados como A e B, é viável examinar as energias de ligação presentes na formação de moléculas diatômicas heteronucleares (AB) e moléculas diatômicas homonucleares (A₂ e B₂), utilizando esses valores como exemplo.

$$(x_A - x_B) = \Delta = 23 \quad (6)$$

Ou

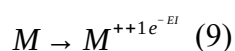
$$(x_A - x_B) = \Delta' = 30 \quad (7)$$

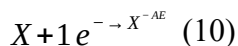
Após a publicação do trabalho de Linus Pauling, muitos estudos foram realizados para aprofundar o conceito de eletronegatividade. Algumas das escalas de eletronegatividade desenvolvidas após o trabalho de Pauling incluem as escalas de Mulliken (1934), de Allred-Rochow (1958) e de Sanderson (1951), cada uma dessas escalas se baseia em diferentes parâmetros e propriedades dos elementos químicos. De acordo com Shriver e Atkins (2003, p. 50), a escala de eletronegatividade proposta por Mulliken é descrita da seguinte forma:

Se um átomo possui uma energia de ionização alta, I, e uma afinidade eletrônica alta, E_a, então ele terá uma maior capacidade de adquirir elétrons do que de perder elétrons quando o mesmo fizer parte de um composto, e deste modo será classificado como altamente eletronegativo. Ao contrário, se sua energia de ionização e afinidade eletrônica forem baixas, então o átomo tenderá a perder elétrons e deste modo será classificado como eletropositivo (Shriver e Atkins, 2003, p. 50).

A partir dessas observações, a eletronegatividade pode ser estimada com base na energia de ionização e na afinidade eletrônica dos átomos. Portanto, existe uma relação entre a eletronegatividade e as energias associadas aos átomos isolados (Equação 8). Por definição, segundo Duarte (2001) a energia de ionização é a energia requerida para retirar um elétron do átomo (EI) e a afinidade eletrônica é a energia liberada quando um átomo recebe um elétron (AE).

$$X_m = \frac{EI + EA}{2} \quad (8)$$





A escala de eletronegatividade de Mulliken é consistente com o conceito de energia dos átomos isolados. Por exemplo, se um átomo tem dificuldade em doar elétrons, sua energia de ionização será alta e sua eletronegatividade também tende a ser alta. Da mesma forma, se um átomo tem uma afinidade eletrônica relativamente alta, será energeticamente favorável para ele receber um elétron e, conseqüentemente, exibirá uma eletronegatividade elevada.

Outra escala alternativa proposta para abordar a eletronegatividade foi a de Allred-Rochow em 1958. Baseada na ideia de que a eletronegatividade é determinada pela presença de um campo elétrico na superfície de um átomo. Albert Louis Allred e Eugene George Rochow, químicos estadunidenses, foram os proponentes dessa abordagem.

Essa propriedade está relacionada à efetividade das cargas nucleares sobre os orbitais vazios mais externos do átomo e, como resultado, está intimamente ligada à estrutura atômica (Wartha; Santos; Silva, 2011). Os elétrons mais externos não são tão efetivos quanto os mais internos na atração de elétrons, o que permite que a carga nuclear efetiva influencie o número de elétrons de valência de um átomo em particular (Allred; Rochow, 1958).

Portanto, a eletronegatividade não pode ser simplesmente considerada como um número isolado, mas sim como uma propriedade que reflete a estrutura atômica de um elemento. Essa interpretação se torna mais evidente quando consideramos o efeito de blindagem da carga nuclear em um átomo. Diante disso, em 1951, o químico norte-americano, Sanderson (1896-1986) reconheceu que alguns átomos com alta eletronegatividade tendem a adquirir cargas parciais negativas, resultando na expansão da eletrosfera e em uma menor densidade eletrônica.

Por outro lado, átomos com baixa eletronegatividade têm a tendência natural de perder elétrons parcialmente, levando à contração da eletrosfera e a uma maior densidade eletrônica. Assim, ele estabeleceu a eletronegatividade como uma função da densidade relativa das nuvens eletrônicas ao redor do núcleo atômico (Wartha; Santos; Silva, 2011). Além disso, essa relação entre eletronegatividade e tamanho atômico é uma das razões pelas quais os elementos em uma família na TP apresentam tendências semelhantes na eletronegatividade e na reatividade química.

À medida que a carga nuclear efetiva aumenta e os elétrons se aproximam mais do núcleo, a atração exercida sobre os elétrons em uma ligação torna-se mais intensa (Atkins; Jones; Laverman, 2018). Quando a discrepância na eletronegatividade entre dois elementos é significativa, é provável que seus átomos busquem estabelecer ligações iônicas entre si. Por

outro lado, se essa discrepância for reduzida, as ligações tendem a exibir uma natureza covalente. Essas possibilidades demonstram como a diferença de eletronegatividade desempenha um papel fundamental na determinação do tipo de ligação química formada entre os átomos.

2.4 Densidade

A estrutura cristalina se refere à forma como os átomos estão agrupados dentro de um sólido, formando um padrão que se repete dentro deste (Invernizzi, 2018). A representação que se repete em uma estrutura cristalina é denominada célula unitária. A célula unitária é “menor unidade repetidora em uma rede no estado sólido” (Housecroft; Sharpe, 2013, p. 207). Dependendo da forma dessa célula unitária, as estruturas cristalinas são categorizadas em sete tipos de sistemas: cúbico, hexagonal, tetragonal, romboédrico, ortorrômbico, monoclinico e triclinico, esses sistemas se diferenciam devido à variação nas relações entre os eixos e ângulos das células unitárias (Callister, 2007).

A estrutura cristalina dos materiais desempenha um papel crucial na definição de suas propriedades físicas e Químicas. O estudo da célula unitária é essencial para compreender a organização dos átomos ou íons dentro do material, fornecendo informações essenciais sobre sua estrutura e arranjo atômico. Isso tem uma relação direta com a densidade dos materiais, uma vez que a maneira como os átomos estão dispostos na célula unitária determina a densidade do material. Por exemplo, diferentes tipos de células unitárias, como a cúbica de face centrada (FCC), a cúbica de corpo centrado (BCC) e a cúbica simples (CS), resultam em diferentes densidades.

Assim, tanto a estrutura da célula unitária quanto o arranjo dos átomos exercem um impacto significativo na densidade do material. A densidade, é uma relação de massa sobre volume (equação 11) e, é uma medida fundamental das substâncias. A medida de densidade é expressa em unidades de quilogramas por litro ou miligramas por mililitro no sistema métrico (Skoog, 2006). No entanto, é importante notar que, “uma vez que a maioria das substâncias altera seu volume quando aquecida ou resfriada, as densidades são dependentes da temperatura” (Brown *et al.*, 2005, p.15).

$$\rho = \frac{M}{V} \quad (11)$$

Quando a temperatura de um material muda, seu volume pode expandir-se ou contrair-se, afetando diretamente sua densidade (Brown *et al.*, 2005). Além disso, conforme apontado por Rossi *et al.*, (2008, p.56) a densidade é “razão entre a quantidade de massa contida em um

determinado volume, o que se relaciona com diversas propriedades das substâncias, podendo servir como ferramenta para determinar outras'' características do material. Essa característica da densidade a torna uma ferramenta essencial para determinar várias outras propriedades dos materiais. Além disso, é importante abordar os conceitos de densidade, polaridade e interações moleculares em contextos semelhantes (Rossi *et al.*, 2008).

2.5 Raio Atômico

Quando os átomos se organizam para formar sólidos e moléculas, seus centros ficam dispostos a distâncias específicas e definidas uns dos outros. Nesse contexto, o raio atômico é determinado a partir da metade da distância entre os núcleos de átomos adjacentes (Atkins; Jones; Laverman, 2018). O tamanho do átomo, por sua vez, expande-se devido à adição de níveis eletrônicos, que ocorre como uma resposta ao aumento da carga nuclear efetiva (Lee, 1999). Em termos mais simples, à medida que a carga positiva do núcleo aumenta, a atração sobre os elétrons circundantes se fortalece, e o átomo se expande para acomodar níveis eletrônicos adicionais.

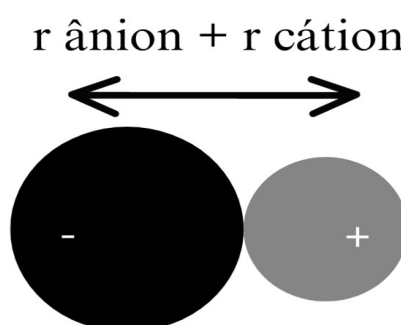
O tamanho do raio atômico varia dependendo do elemento químico e das condições em que o átomo se encontra. À medida que o número atômico aumenta, os elétrons de valência de um átomo são impactados pela influência da carga nuclear efetiva, quando os elétrons passam para uma nova camada eletrônica mais afastada do núcleo, onde existe um núcleo mais denso em elétrons, a atração entre um elétron de valência e o núcleo diminui consideravelmente (Atkins; Jones; Laverman, 2018). Isso ocorre devido à maior distância entre o elétron e o núcleo, bem como à presença de camadas intermediárias de elétrons, o que resulta em uma blindagem eletrônica eficaz que reduz a atração entre esses componentes.

O aumento da distância entre os elétrons de valência e o núcleo, combinado com o efeito da blindagem eletrônica, desempenha um papel crucial nas variações observadas no tamanho dos átomos. Os raios de Van Der Waals representam a distância mínima entre dois núcleos durante uma colisão de átomos (Brown *et al.*, 2005). Isso ocorre quando os átomos não estão se ligando, o que significa que não há sobreposição de orbitais entre eles. O raio atômico de ligação é a distância internuclear quando os átomos estão unidos por uma ligação química (Brown *et al.*, 2005). Isso significa que os orbitais dos átomos se sobrepõem durante a formação da ligação. O raio atômico é determinado como a metade da distância entre átomos adjacentes. O raio covalente, por sua vez, corresponde à metade da distância entre dois átomos ligados através de uma ligação Química.

O comprimento de ligação é a medida da distância entre dois átomos unidos em uma molécula. O tamanho dos átomos desempenha um papel crucial na determinação do comprimento de ligação (Atkins; Jones; Laverman, 2018). À medida que o raio atômico aumenta, o comprimento de ligação também tende a aumentar. Isso é resultado da distribuição dos elétrons nos átomos maiores, que apresentam elétrons externos mais afastados do núcleo.

Esse afastamento resulta em uma menor atração entre os núcleos dos átomos, o que contribui para o aumento do comprimento de ligação. Consequentemente, os comprimentos de ligação têm um impacto no volume total e na forma de uma molécula (Atkins; Jones; Laverman, 2018). Por outro lado, ao raio iônico (como ilustrado na Figura 2) diz respeito às dimensões de um íon, que é um átomo com uma carga elétrica resultante de ganho ou perda de elétrons. Semelhantemente ao tamanho de um átomo, o tamanho de um íon é influenciado pela sua carga nuclear, quantidade de elétrons e orbitais onde os elétrons de valência estão situados (Brown *et al.*, 2005).

Figura 2- O raio iônico pode ser ilustrado como a soma do raio do ânion mais o raio do cátion



Fonte: A autora (2023).

Quando um átomo ganha elétrons para se tornar um ânion (íon negativo), seu raio iônico aumenta em relação ao seu raio atômico. O ganho de elétrons resulta em uma repulsão entre os elétrons adicionais, fazendo com que a nuvem eletrônica se expanda, em relação à configuração de um átomo neutro. Por outro lado, quando um átomo perde elétrons para se tornar um cátion (íon positivo), seu raio iônico é menor em comparação com o raio atômico correspondente (Lee, 1999). A redução no raio iônico é consequência da diminuição da

repulsão entre os elétrons, e da contração da nuvem eletrônica em relação ao átomo neutro, o que resulta em uma atração mais intensa desses elétrons em direção ao núcleo. Como resultado, a nuvem eletrônica contrai-se em relação ao átomo neutro, resultando em um íon catiônico de tamanho menor.

Conforme Atkins, Jones e Laverman (p.72, 2018) destacam que “as fortes interações eletrostáticas entre os íons explicam as propriedades típicas dos sólidos iônicos, como os altos pontos de fusão e as fragilidades”. Essas interações eletrostáticas ocorrem devido à atração entre íons de cargas opostas, ou seja, cátions e ânions, que se mantêm unidos na estrutura cristalina do sólido iônico. A intensidade dessas atrações eletrostáticas depende não apenas das cargas dos íons, mas também de seus tamanhos relativos. Logo, a energia de rede é definida como a diferença de energia entre os íons de um composto quando estão isolados na forma de gás e quando estão próximos uns aos outros no estado sólido (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

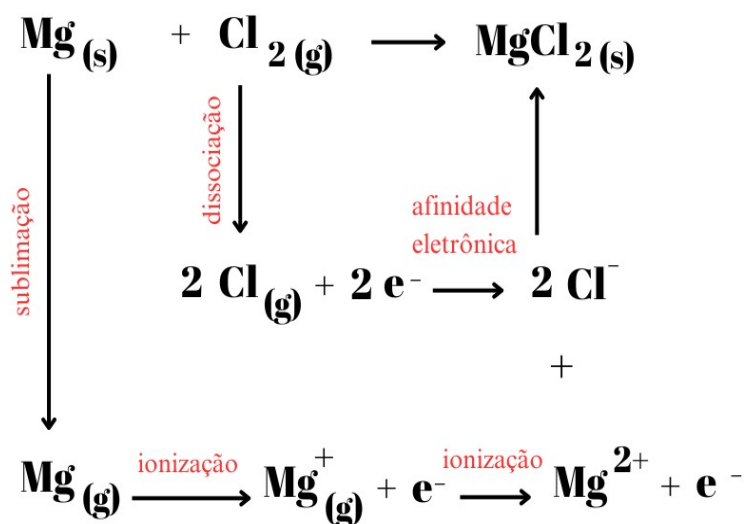
Quanto menor o tamanho dos íons envolvidos, maior a atração eletrostática entre eles e, conseqüentemente, maior será a energia reticular. No contexto da energia de hidratação, esta diz respeito à energia liberada ou absorvida quando íons são dissolvidos em água. Isso está ligado à propensão dos íons para interagir com as moléculas de água por meio de ligações de hidrogênio e forças eletrostáticas. O tamanho dos íons desempenha um papel crucial na energia de hidratação. Íons menores são mais eficazmente hidratados, uma vez que a água consegue se aproximar mais deles, gerando uma liberação de energia maior. Já íons maiores apresentam hidratação menos eficaz, resultando em uma liberação de energia menor.

2.6 Ciclo de Born-Haber

Em 1919, Born e Haber desenvolveram um ciclo termodinâmico que estabelece uma conexão entre a energia reticular de um cristal e outros parâmetros termodinâmicos (Lee, 1999). Esse ciclo fornece uma abordagem para compreender os aspectos energéticos associados à formação de um retículo cristalino, relacionando-os a dados termoquímicos adicionais (Lee, 1999). O ciclo de Born-Haber desempenha um papel crucial para calcular a energia reticular de um composto iônico, fornecendo uma compreensão fundamental do procedimento de formação desse composto a partir de seus elementos constituintes. Conforme Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 292) “a energia de interação entre os íons em um sólido é dada pela entalpia de rede, que pode ser determinada com um ciclo de Born-Haber”.

Além disso, esse ciclo mantém uma relação intrínseca com as propriedades periódicas dos elementos, uma vez que as alterações nas energias associadas às várias etapas do ciclo (conforme ilustrado na figura 2) se encontram diretamente vinculadas às características dos átomos e íons em diferentes posições na TP. Ao analisar a formação de um composto iônico a partir de átomos neutros, como um metal e um não metal, o ciclo de Born-Haber considera diversas etapas, tais como a energia de ionização (remoção de elétrons de um átomo), a afinidade eletrônica (ganho de elétron por um átomo), a entalpia de sublimação (transformação do sólido em gás) e a entalpia de rede (formação de um composto iônico sólido) (figura 3).

Figura 3 - Ciclo de Born-Haber usado para determinar a entalpia de rede do cloreto de magnésio



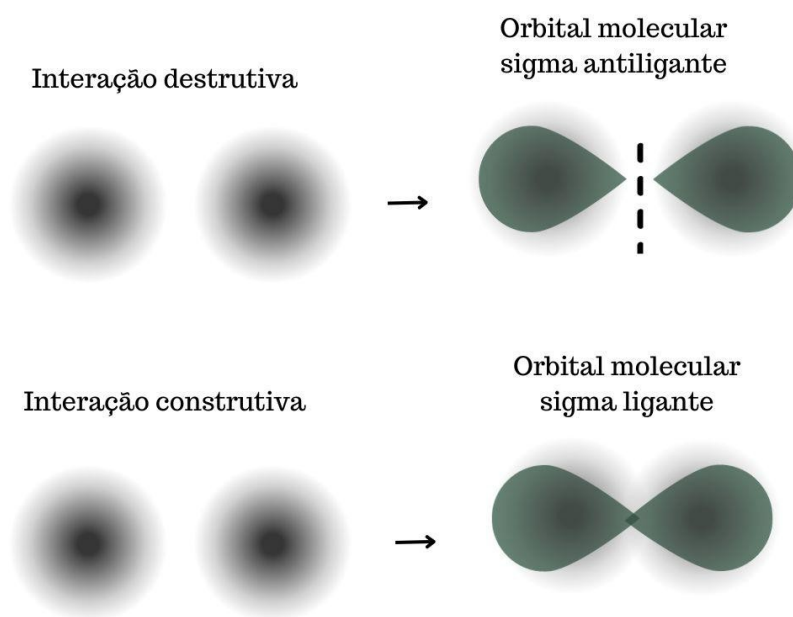
Fonte: A autora (2023).

2.7 Teoria do Orbital Molecular (TOM)

Os conceitos contemporâneos sobre a estrutura molecular são derivados da aplicação da mecânica ondulatória nas moléculas, proporcionando respostas sobre como e por que os átomos se unem. A TOM associa elétrons a orbitais moleculares que resultam da sobreposição (interação) de orbitais atômicos (Housecroft; Sharge, 2013). Moléculas são constituídas por

átomos, sendo, portanto, os orbitais moleculares formados pela combinação dos orbitais atômicos. Dado que os orbitais atômicos são representados por ondas, sua combinação segue os princípios de interferência, podendo ocorrer de maneira construtiva (em fase) ou destrutiva (fora de fase) (Figura 4).

Figura 4 - As relações construtivas e destrutivas entre dois orbitais 1s do hidrogênio resultam na criação dos orbitais moleculares ligante e antiligante



Fonte: A autora (2023).

Quando dois átomos se aproximam, seus orbitais atômicos se sobrepõem, originando a formação de um orbital molecular. O número de orbitais moleculares resultantes deve ser exatamente igual ao número de orbitais atômicos, utilizados na operação matemática conhecida como combinação linear de orbitais atômicos (CLOA). Na abordagem de CLOA, as funções de onda dos orbitais atômicos são linearmente combinadas (por meio de adição ou subtração), resultando na obtenção de novas funções de onda correspondentes aos orbitais moleculares (Solomons; Fryhle; Snyder, 2018). A interação entre os dois orbitais atômicos e os orbitais moleculares resultantes dessa interação pode ser ilustrada por meio de um diagrama de níveis de energia, também conhecido como diagrama de orbital molecular.

O diagrama dos orbitais moleculares descreve as energias relativas dos orbitais moleculares presentes em uma molécula (Atkins; Jones; Laverman, 2018). Nesse diagrama, os elétrons são distribuídos nos orbitais moleculares de acordo com o Princípio da Construção (preenchendo cada orbital em ordem crescente de energia), a Regra de Hund (quando dois orbitais têm a mesma energia, os elétrons os ocupam de maneira que cada um seja parcialmente preenchido antes de ser duplamente preenchido) e o Princípio da Exclusão de Pauli (dois elétrons podem ocupar o mesmo orbital apenas se tiverem spins opostos).

Quando se trata de moléculas heteronucleares, ou seja, moléculas compostas por átomos diferentes, a formação dos orbitais moleculares pode ser mais complexa do que em moléculas homonucleares, onde os átomos são iguais. A simetria na distribuição eletrônica durante a ligação em uma molécula diatômica homonuclear resulta em uma ligação apolar (Housecroft; Sharge, 2013). Em uma molécula diatômica heteronuclear, é possível que os dois átomos tenham diferentes capacidades de remoção de elétrons, resultando na remoção dos elétrons ligantes mais próximo do átomo e que possui maior eletronegatividade (Housecroft; Sharge, 2013). Nessa situação a ligação seria polar. Como exemplo, em uma molécula composta por um átomo altamente eletronegativo (como oxigênio ou flúor) e um átomo menos eletronegativo (como hidrogênio ou sódio), o átomo mais eletronegativo atrai os elétrons com maior intensidade.

Isso resulta em uma distribuição desigual da nuvem eletrônica e, consequentemente, na polarização da molécula. Após esse processo, a molécula passa a exibir um dipolo elétrico, adquirindo polaridade. Nesse contexto, Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 134) enfatizam que "em uma ligação covalente polar, o orbital atômico do átomo mais eletronegativo apresenta uma energia mais baixa, resultando em uma contribuição mais significativa para o orbital molecular de menor energia". Isso revela que o diagrama de orbitais e a eletronegatividade estão interligados por um princípio fundamental: quanto maior a eletronegatividade de um átomo, maior é sua capacidade de atrair elétrons.

2.8 Polarizabilidade

A polarizabilidade de uma molécula é uma medida que indica o quão facilmente a distribuição de densidade eletrônica na molécula pode ser deslocada, resultando na formação de uma distribuição assimétrica de cargas e, consequentemente, na geração de dipolos instantâneos na molécula (Rocha, 2001). Essa propriedade está diretamente relacionada ao tamanho dos átomos, referindo-se à facilidade com que a nuvem eletrônica de uma molécula

pode ser distorcida (Housecroft; Sharge, 2013). O conceito quantifica a facilidade com que a nuvem eletrônica pode ser deformada em resposta à influência das cargas de outras espécies próximas (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

A capacidade de polarização aumenta consideravelmente à medida que o tamanho atômico cresce, sendo aplicável tanto a íons quanto a átomos ou moléculas (Housecroft; Sharge, 2013). A polarizabilidade é mais significativa em átomos mais pesados e com maior quantidade de elétrons de um determinado grupo, assim como em íons carregados negativamente, que também apresentam alta densidade eletrônica. O íon positivo exerce atração pelos elétrons do íon negativo e, simultaneamente, repele o núcleo, causando distorção ou polarização no íon negativo (Lee, 1999). O íon negativo também polariza o íon positivo, mas o efeito é menos pronunciado quando um íon grande interage com um íon pequeno, se a polarização for mínima, a ligação permanece predominantemente iônica (Lee, 1999).

No entanto, se a polarização for significativa, os elétrons são atraídos do íon negativo em direção ao íon positivo. Isso resulta em um aumento na concentração de elétrons entre os dois núcleos, conferindo à ligação um notável caráter covalente (Lee, 1999). Quanto maior o átomo, maior é sua polarizabilidade, pois os átomos maiores possuem uma nuvem eletrônica mais extensa, com elétrons mais afastados do núcleo. Esses elétrons externos estão menos fortemente atraídos pelo núcleo e, portanto, são mais suscetíveis a serem distorcidos ou deslocados por influências externas, como campos elétricos de outras espécies próximas.

2.9 Classificação de Pearson

A teoria de Pearson oferece uma explicação para a reatividade de certos elementos. Pearson introduziu uma classificação para os cátions (ácidos de Lewis) e ligantes (bases de Lewis), categorizando-os como "duros" ou "moles" (Housecroft; Sharge, 2013). Uma espécie que é mais polarizável foi definida como "mole" (seja um ácido ou base), enquanto uma espécie menos polarizável foi caracterizada como "dura" (também se referindo a ácidos ou bases) (Vasconcellos, 2013). O conceito de duros e moles, ou ácidos e bases, é empregado para justificar padrões identificados na estabilidade dos complexos (Housecroft; Sharge, 2013).

Ácidos duros são espécies caracterizadas por uma carga elétrica positiva elevada, geralmente representada por cátions de tamanho pequeno e alta polarizabilidade. Ligantes correspondentes a esses ácidos são denominadas bases duras. Ácidos moles são

frequentemente cátions grandes com carga unitária, caracterizados por uma baixa densidade de carga e alta polarizabilidade (Housecroft; Sharge, 2013). Ligantes que se associam a esses ácidos são designados como bases moles.

A combinação de um ácido duro com uma base dura geralmente resulta em ligações mais rígidas e menos polarizáveis. Por outro lado, as interações entre espécies moles são caracterizadas por uma carga reduzida, um baixo potencial de ionização da base, uma alta afinidade eletrônica do ácido, bem como partículas de maior tamanho, levando à formação de ligações covalentes (Védrine, 2015). A Quadro 1 apresenta alguns exemplos de elementos duros e moles, bem como seus respectivos ligantes.

Quadro 1 - Alguns exemplos de centros metálicos (ácidos de Lewis) e ligantes (bases de Lewis) duros, moles.

	Ligantes (Bases de Lewis)	Centros metálicos (Ácidos de Lewis)
Duro	F^- , Cl^- , H_2O , ROH , R_2O , $[OH]^-$, $[RO]^-$, $[RCO_2]^-$.	Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Sn^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Al^{3+} , Ga^{3+} .
Mole	I^- , H^- , R^- , $[CN]^-$ (C-ligado), CO (C-ligado), RNC , RSH .	Centros metálicos com estados oxidação zero, Tl , Cu^+ , Ag^+ , Au^+ , $[Hg_2]^{2+}$, Hg^{2+} , Cd^{2+} , Pd^{2+} , Pt^{2+} , Tl^3

Fonte: Adaptado de Housecroft e Sharge (2013).

3 OBJETIVOS

3.1 Objetivo Geral

Investigar e compreender algumas propriedades periódicas dos elementos químicos e sua relevância, com o propósito de fornecer subsídios no contexto do ensino de Química sobre a TP e suas aplicações práticas.

3.2 Objetivos Específicos

- Investigar as propriedades periódicas dos elementos, tais como afinidade eletrônica, eletronegatividade, densidade e raio atômico.
- Explorar exemplos de como essas propriedades periódicas se relacionam com fenômenos do dia a dia, demonstrando sua aplicação.

4 METODOLOGIA

O percurso metodológico desta pesquisa foi delineado com base em uma análise bibliográfica de natureza qualitativa. Segundo Severino (2007), a pesquisa bibliográfica qualitativa se desenvolve por meio da análise de informações disponíveis em investigações anteriores, presentes em documentos impressos, como livros, artigos, teses, entre outros. O objeto de estudo dessa pesquisa foi investigar algumas das propriedades periódicas, tais como afinidade eletrônica, eletronegatividade, densidade e raio atômico. Este estudo foi projetado com foco em Química do ensino médio, uma vez que o conteúdo relacionado à TP frequentemente é introduzido como um dos primeiros tópicos no currículo.

Para a construção deste trabalho, foram seguidas as seguintes etapas metodológicas:

Na primeira etapa, procedemos à seleção das propriedades periódicas que seriam objeto de análise. Optamos por estudar afinidade eletrônica, eletronegatividade, densidade e raio atômico devido à sua relevância e à maior facilidade de correlação com o cotidiano. Devido a sua periodicidade (Vargas, 2023). A segunda etapa do processo envolveu uma revisão bibliográfica abrangente das propriedades periódicas selecionadas. Nesse momento, foram analisadas fontes acadêmicas, livros, artigos científicos e outros materiais de referência para obter uma compreensão sólida e atualizada dessas propriedades.

Na terceira etapa, direcionamos o foco para a busca de fenômenos do cotidiano que pudessem ilustrar e elucidar as propriedades em estudo. Procurando exemplos práticos e aplicáveis que pudessem tornar o conteúdo mais acessível e relevante para o ensino de Química. Essas etapas metodológicas foram cuidadosamente planejadas e executadas com o objetivo de fornecer uma base sólida para o estudo das propriedades periódicas, tornando o conteúdo mais compreensível e interessante para os educadores do ensino médio, que desempenham um papel fundamental em sala de aula.

5 DISCUSSÕES

Com base na pesquisa das propriedades periódicas, iremos elucidar alguns fenômenos associados a essas características:

a. A influência da afinidade eletrônica na reatividade dos halogênios e sua importância na proteção dentária.

A afinidade eletrônica é um dos fatores que influenciam nas propriedades dos materiais, um exemplo, é o comportamento químico observado na reatividade dos halogênios, como o flúor (F), o cloro (Cl), o bromo (Br) e o iodo (I). Esses elementos têm afinidade eletrônica alta, pois só precisam de mais um elétron para alcançar a configuração (Atkins; Jones; Laverman, 2018) eletrônica estável de gás nobre ao capturar um elétron adicional. Por exemplo, o flúor tem uma afinidade eletrônica muito alta, isso significa que possui uma forte atração por elétrons e pode facilmente ganhar um elétron para se tornar o íon fluoreto (F^-).

Nesse contexto Peixoto (1998, p.43) destaca que o “flúor é extremamente reativo, especialmente quando em contato com um material orgânico”. Essa reatividade está relacionada ao flúor ser elemento mais eletronegativo entre os halogênios (Narvai, 2000) e ter uma afinidade eletrônica alta, na qual essa propriedade determina a facilidade com que ele pode ganhar elétrons para formar ligações químicas. A reatividade do flúor pode ser observada no contexto dos produtos de higiene bucal (conforme ilustrado na Figura 5), por exemplo, em pastas de dentes, enxaguantes e outros produtos devido à sua capacidade de interagir com os dentes.

Segundo Peixoto (1998, p. 43), “os íons fluoreto conferem uma excelente proteção aos dentes contra as cáries”. O flúor reage com os minerais do esmalte dentário, como a hidroxiapatita, formando fluoreto de cálcio (Equação 12), que é mais resistente à desmineralização causada pelos ácidos produzidos pelas bactérias presentes na boca. Essa reação ocorre devido à alta afinidade eletrônica do flúor, que tem uma forte tendência a ganhar elétrons e formar íons fluoretos. O fluoreto de cálcio, formado a partir da reação entre o flúor e o esmalte dos dentes, fortalece a estrutura dental, tornando-a mais resistente a danos causados por ácidos. Desempenha um papel crucial, que contribui significativamente para a prevenção de cáries na saúde bucal.

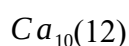


Figura 5 - Caixa de creme dental da marca IceFresh informa que contém flúor



Fonte: A autora (2023).

b. A influência da afinidade eletrônica na proteção contra a corrosão de metais.

Além disso, a afinidade eletrônica pode desempenhar um papel indireto no processo de corrosão de metais, uma vez que está relacionada à reatividade química dos elementos envolvidos em ambientes que favorecem a corrosão. Nesse sentido, os estudos de Acciari *et al.* (2015) definem corrosão como danificação de um metal ou liga, a partir de sua superfície, pelo meio no qual está exposto. A corrosão de metais, como ferro (conforme ilustrado na figura 6), ocorre quando estão inseridos em um ambiente úmido ou na atmosfera.

Na atmosfera, a presença conjunta do oxigênio (O₂) gasoso e do vapor d'água (H₂O) torna o ambiente mais agressivo para os aços-carbono, levando à formação de uma camada porosa de produtos de corrosão conhecida como ferrugem (Acciari *et al.*, 2015). A afinidade eletrônica pode ser relevante em processos ou técnicas específicas para proteger metais contra a corrosão. Por exemplo, em processos de galvanização, na qual o zinco é aplicado sobre o ferro ou aço para formar uma camada protetora (Equação 13). A afinidade eletrônica do zinco é uma consideração importante, pois determina a facilidade com que ele pode perder elétrons e proteger o metal subjacente.

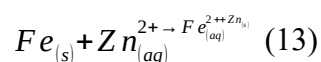


Figura 6 - Corrosão em uma superfície de ferro

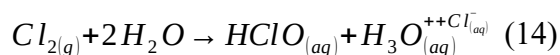


Fonte: A autora (2023).

c. A influência da eletronegatividade e afinidade eletrônica na desinfecção de água e ferimentos.

A eletronegatividade e afinidade eletrônica estão associadas devido a eletronegatividade descreve a tendência de um átomo em atrair elétrons e a afinidade eletrônica é uma medida da energia liberada quando um átomo ganha um elétron. Ambos os conceitos estão associados à capacidade de um átomo atrair elétrons. Nesta óptica, podemos destacar a ação de desinfecção do cloro na água tendo em vista que ele é altamente eletronegativo, o que significa que tem uma forte tendência em atrair elétrons quando está envolvido em uma ligação química.

Além disso, o cloro também possui uma alta afinidade eletrônica, ou seja, ele tem uma forte capacidade de ganhar elétrons para preencher sua camada de valência. Segundo Sanches, Silva e Vieira (2003, p. 8) "Na água, o cloro age de duas formas principais: a) como desinfetante, destruindo ou inativando os micro-organismos patogênicos, algas e bactérias de vida livre; e b) como oxidante de compostos orgânicos e inorgânicos presentes." Quando o cloro é introduzido em uma água livre de impurezas, ocorre a seguinte reação:



Quando o cloro é adicionado à água, observa-se que ele reage com compostos orgânicos, inorgânicos e microrganismos. O cloro possui a capacidade de atrair elétrons desses compostos e oxidar essas substâncias, resultando em sua inativação e destruição. Essa reatividade é atribuída à eletronegatividade do cloro, que o torna altamente reativo em relação a outras substâncias presentes na água. Além disso, ele tem a capacidade de ganhar elétrons e formar ânions, que podem combinar-se com outras espécies químicas presentes na água.

Por outro lado, o elemento iodo possui uma eletronegatividade baixa (Santos; Afonso, 2013) o que significa que tem uma capacidade intermediária de atrair elétrons em uma ligação química. Além disso, o iodo também apresenta uma baixa afinidade eletrônica, ao se comparar com os outros halogênios. Nas observações de Santos e Afonso (2013), aponta-se que a solução de iodo (2 a 10%), que contém iodeto de potássio dissolvido em etanol, é conhecida como tintura de iodo e possui propriedades antissépticas eficazes para limpeza de ferimentos, ocasionalmente, ela é utilizada para a desinfecção de água.

O iodeto de potássio reage com micro-organismos, como bactérias e vírus, presentes na pele ou em feridas abertas (como ilustrado na Figura 7). Essa reação ocorre porque o iodo é altamente reativo e possui propriedades antissépticas. O iodo é um halogênio e, como mencionado anteriormente, tem eletronegatividade baixa, o que significa que não tem uma forte atração por elétrons em ligações químicas. No contexto da aplicação do iodeto de potássio, a eletronegatividade desempenha um papel importante na determinação da polaridade das ligações químicas e, por consequência, na polaridade da molécula como um todo.

Figura 7 - Aplicação de iodo no ferimento



Fonte: Istock (2023).

Átomos com maior eletronegatividade têm maior tendência a atrair elétrons em uma ligação covalente, o que pode levar a uma região de carga parcial negativa ao redor desse átomo. No caso do iodo, sua eletronegatividade moderada permite que ele participe de reações químicas essenciais para a inativação de micro-organismos presentes na pele, por exemplo.

d. A influência da polaridade, eletronegatividade e solubilidade nas propriedades dos compostos: aplicações em alimentação e farmacologia.

A eletronegatividade desempenha um papel importante na determinação da polaridade das ligações químicas e, por consequência, na polaridade da molécula como um todo. Átomos com maior eletronegatividade têm maior tendência a atrair elétrons em uma ligação covalente, resultando em uma região de carga parcial negativa ao redor desse átomo. Essa diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos na ligação contribui para a polaridade da molécula. A polaridade da molécula está relacionada com a solubilidade (Andrade; Lopes; Martins, 2013).

De acordo com os estudos realizados por Andrade, Lopes e Martins (2013), compostos apolares ou fracamente polares são solúveis em solventes apolares ou de baixa polaridade, por outro lado, compostos altamente polares são solúveis em solventes polares. Dessa forma, a eletronegatividade influencia indiretamente a solubilidade dos compostos. Sobre isso, Andrade, Lopes e Martins (2013, p. 1248), destacam:

O processo de solubilização de uma substância Química resulta da interação entre a espécie que se deseja solubilizar (soluto) e a substância que a dissolve (solvente), e pode ser definida como a quantidade de soluto que dissolve em uma determinada quantidade de solvente, em condições de equilíbrio. Solubilidade é, portanto, um termo quantitativo. É uma propriedade física (molecular) importante que desempenha um papel fundamental no comportamento das substâncias Químicas, especialmente dos compostos orgânicos (Andrade; Lopes e Martins, 2013, p. 1248).

Nessa conjuntura, a polaridade, eletronegatividade e solubilidade de compostos são especialmente relevantes no contexto dos alimentos, na qual desempenha um papel importante em várias áreas, como na culinária, onde a dissolução de ingredientes afeta o sabor e a textura dos alimentos, e na indústria farmacêutica, em que a solubilidade das substâncias ativas é crucial para a eficácia dos medicamentos, por exemplo. Ao utilizar alimentos comuns como açúcar, sal e óleo, a solubilidade varia de acordo com o solubilizante que está sendo utilizado em cada substância. O açúcar comum, conhecido como sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), é altamente solúvel em água. No entanto, existem limites para a quantidade de açúcar

(conforme ilustra a figura 8) que pode ser dissolvida em uma quantidade fixa de água, e essa quantidade é chamada de solubilidade do açúcar.

Figura 8 - Insaturação na solubilidade do açúcar na água



Fonte: A autora (2023).

Por outro lado, o sal de cozinha, também conhecido como cloreto de sódio (NaCl), é altamente solúvel em água. Em contraste, o óleo e a gasolina, por exemplo, consistem em sua estrutura principalmente em moléculas apolares, o que significa que não possuem afinidade com as moléculas de água, que são polares. Como resultado, o óleo e a gasolina são insolúveis em água, pois não conseguem estabelecer as interações necessárias para dissolver-se na fase aquosa.

Além disso, muitos medicamentos são compostos orgânicos que possuem grupos funcionais polares em sua estrutura molecular, como o grupo hidroxila ($-\text{OH}$) e amina ($-\text{NH}$). Essa polaridade das moléculas dos medicamentos é essencial para sua solubilidade em solventes polares, como a água. A dissolução adequada de um medicamento em um solvente é fundamental para sua administração e absorção eficiente pelo organismo.

Esses exemplos destacam como a polaridade das substâncias influencia diretamente sua solubilidade. Substâncias polares têm maior tendência a dissolver-se em água, enquanto substâncias apolares são geralmente insolúveis na fase aquosa. A compreensão dessas

propriedades é essencial em várias aplicações práticas, como na cozinha, indústria de alimentos e até na indústria farmacêutica.

e. A importância da densidade em diversos contextos: da purificação da água ao universo dos sabores e flutuação de barcos.

Nessa perspectiva, o tratamento da água vinda dos esgotos passa por processos físico-químicos como coagulação, floculação, decantação, flotação, separação por membranas, adsorção e a oxidação química (Guimarães; Nour, 2001). E no decorrer algumas dessas etapas, aspectos relacionados à densidade desempenham um papel importante. Na etapa de floculação que ocorre após a coagulação (um procedimento no qual partículas originalmente dispersas se unem, ocorre a aglutinação por meio da aplicação de coagulantes, por exemplo, Ferro III) ocorrem choques entre as partículas de maneira que produz outras com maior volume e maior densidade denominada de flocos. Esses flocos são retirados da água pela flotação que é uma técnica por ar dissolvido, que envolve a introdução de pequenas bolhas de ar que aderem à superfície das partículas, reduzindo sua densidade e permitindo que sejam transportadas até a superfície, onde são posteriormente removidas (Guimarães; Nour, 2001).

Esses processos físico-químicos, que levam em consideração as propriedades de densidade das partículas, desempenham um papel fundamental no tratamento de água de esgotos, contribuindo para a remoção eficiente de impurezas e contaminantes, e garantindo uma água tratada de melhor qualidade. Além disso, a densidade desempenha um papel significativo na manipulação dos alimentos. Por exemplo, quando temos um recipiente com água e outro com leite, ambos contendo quantidades semelhantes de chocolate em pó (conforme ilustrado na Figura 9). É possível observar que a solubilidade do chocolate em pó no leite é relativamente baixa, enquanto na água ele se dissolve completamente.

Figura 9 - Recipiente com água e outro com leite, ambos com quantidades semelhantes de chocolate em pó



Fonte: A autora (2023).

A diferença de densidade entre o leite e a água não é um fator direto que afeta a solubilidade do chocolate em pó. No entanto, essa diferença de densidade pode ter impacto em aspectos físicos, como a separação de fases ou a estabilidade de emulsões formadas durante o processo de dissolução. Por exemplo, a diferença de densidade entre óleo e água é responsável pela falta de miscibilidade dessas substâncias, fazendo com que não se misturem facilmente.

O chocolate é composto principalmente por sólidos de cacau, manteiga de cacau (gordura do cacau), açúcar e, em alguns casos, leite em pó. A densidade do chocolate é afetada principalmente pela quantidade de sólidos de cacau e manteiga de cacau presentes na sua composição. O chocolate amargo, tem uma densidade maior devido ao maior teor de sólidos de cacau esse tipo de chocolate tem um sabor mais intenso e menos açúcar em comparação com outras variedades de chocolate, sua textura é geralmente mais firme e quebradiça.

A densidade do chocolate ao leite geralmente é um pouco menor do que a do chocolate amargo. Isso ocorre devido à composição diferente desses dois tipos de chocolate. O chocolate ao leite contém uma maior proporção de ingredientes como leite em pó e açúcar, o que reduz a densidade em comparação com o chocolate amargo, que possui uma maior concentração de sólidos de cacau. A presença de ingredientes adicionais e a menor quantidade

de sólidos de cacau no chocolate ao leite contribuem para uma textura mais suave e um sabor mais doce.

O chocolate branco, por sua vez, é o tipo de chocolate menos denso, pois não contém sólidos de cacau. Ele é feito apenas com manteiga de cacau, leite em pó e açúcar, o que lhe confere uma cor clara e sabor doce. Ao derreter o chocolate para fazer uma calda ou cobertura, o chocolate amargo levará mais tempo para derreter devido à sua maior densidade, enquanto o chocolate branco derreterá mais rapidamente devido à sua menor densidade.

A maionese é um condimento feito pela combinação de água e óleo vegetal, onde o óleo constitui a maior parte (70-80% em volume). Esse processo de criação envolve a mistura de dois líquidos (água e óleo) na presença de um agente compatibilizante, por exemplo, usando a gema de ovo como agente tensoativo (Keakhofs *et al.*, 2011). A gema de ovo é um emulsificante natural, o qual contém a lecitina que ajuda a reduzir a tensão superficial entre o óleo e a água, permitindo que eles se misturem e formem a emulsão estável. A diferença de densidade entre o óleo e a água é responsável pela instabilidade inicial da emulsão. No entanto, a presença da lecitina na gema de ovo atua como um estabilizante, ajudando a manter as gotículas de óleo dispersas e impedindo que a maionese se separe.

A densidade da água está diretamente relacionada à flutuação de barcos e outras embarcações. Para que o barco flutue, a densidade média do barco (incluindo sua carga e ocupantes) deve ser menor do que a densidade da água. Se o barco for mais denso que a água, ele afundará, no entanto, se o barco for menos denso que a água, ele flutuará.

Para aumentar a flutuabilidade de barcos, são utilizados materiais como fibra de vidro, fibra de carbono, fibra de aramida, alumínio, aço e madeira, que possuem densidades relativamente baixas em comparação com a água (Galante, 2003). Isso ajuda a garantir que o peso total do barco seja menor que a quantidade de água deslocada, permitindo que ele flutue com segurança.

f. O papel do tamanho dos íons: do tratamento de água às baterias.

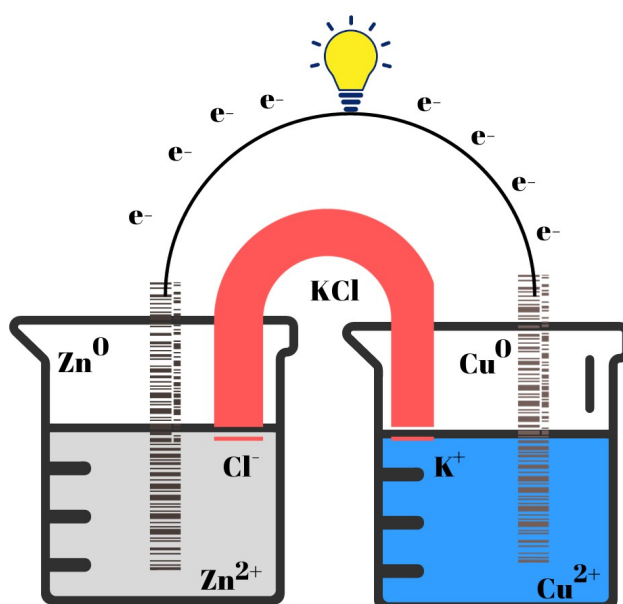
O sulfato de alumínio é um exemplo de composto iônico cujo tamanho dos íons desempenha um papel crucial em suas propriedades e aplicações. O sulfato de alumínio é amplamente utilizado como o principal agente coagulante na indústria de tratamento de água potável (Zarchi; Friedler; Rebhun, 2013). Quando entra em contato com a água, o sulfato de alumínio passa por reações de hidrólise, resultando na formação de espécies iônicas solúveis. O sulfato de alumínio se dissocia em íons de alumínio (Al^{3+}) e íons sulfato (SO_4^{2-}).

Os íons de alumínio desempenham um papel importante na coagulação da água. Essa reação forma hidróxidos de alumínio insolúveis, que aglomeram as partículas suspensas, facilitando sua remoção. Nesse sentido, o raio iônico do alumínio desempenha um papel crucial devido ao fato de que os íons de alumínio possuem um raio atômico relativamente pequeno, o que lhes permite atrair e coagular partículas de tamanho microscópico.

Os íons formam flocos maiores e mais pesados que, devido ao aumento de tamanho, têm uma maior eficiência na coagulação e remoção de partículas suspensas na água, melhorando o processo de tratamento. O raio iônico do íon sulfato (SO_4^{2-}) também desempenha um papel importante nesse contexto, uma vez que, devido ao seu tamanho maior, interage de forma mais eficiente com os íons de hidróxido (OH^-) presentes na água, promovendo a formação de hidróxidos de alumínio insolúveis que aglutinam as partículas suspensas.

Além disso, no funcionamento de pilhas e baterias (conforme ilustrado na Figura 10), o tamanho do raio iônico também pode influenciar a transferência de elétrons entre os eletrodos. Íons com raios menores tendem a ser mais compactos e podem facilitar a movimentação de elétrons através do eletrólito, contribuindo para uma maior condutividade iônica e, conseqüentemente, uma resposta mais rápida e eficiente.

Figura 10 - Representação do funcionamento de uma pilha de Daniell



Fonte: A autora (2023).

6 CONSIDERAÇÕES FINAIS

Este trabalho ressalta a necessidade de transcender a memorização mecânica dos elementos e, em vez disso, adotar uma abordagem contextualizada e interconectada para o ensino da TP. Ao integrar as propriedades periódicas em um contexto mais amplo, não só podemos desvendar os mistérios dos elementos individuais, mas também compreendemos seu comportamento químico. Essa abordagem na educação é fundamental para explorar uma variedade de fenômenos na ciência e no cotidiano.

A afinidade eletrônica dos elementos halogênios influencia diretamente sua reatividade Química, destacando-se o flúor, cuja alta afinidade eletrônica resulta em sua eficácia na prevenção de cáries. Ademais, a eletronegatividade e a afinidade eletrônica são cruciais na desinfecção da água, como evidenciado pelo cloro, que, devido a essas propriedades, atua como desinfetante eficaz.

A densidade desempenha um papel crucial em diversos aspectos da nossa vida cotidiana. Nos processos de tratamento de água, influencia diretamente a flotação de partículas, desempenhando um papel vital na garantia da qualidade da água potável que consumimos. Além disso, a diferença de densidade entre substâncias tem impacto na miscibilidade e estabilidade de emulsões, como exemplificado no caso da maionese, afetando a textura e a qualidade de muitos alimentos que fazem parte da nossa dieta diária.

Além do âmbito alimentício, a densidade também é um fator determinante na flutuação de barcos, contribuindo para a segurança das embarcações. Assim, a compreensão da densidade não apenas enriquece nosso entendimento científico, mas também tem implicações práticas significativas que impactam positivamente vários aspectos da nossa vida diária.

Por fim, o tamanho dos íons, especificamente no sulfato de alumínio, influencia sua capacidade de coagulação em processos de tratamento de água, melhorando a eficiência da remoção de partículas suspensas. Além disso, esse conceito se estende ao campo das pilhas e baterias, onde íons com raios menores facilitam a movimentação de elétrons, promovendo uma condutividade iônica mais eficaz.

Diante disso, espera-se que este trabalho seja aplicado no ensino de Química. Ao adotar essa abordagem interconectada, os professores poderão apresentar não apenas os fatos sobre a TP, mas também as razões por trás de sua organização, relacionando-as a fenômenos reais e aplicações práticas. Espera-se que, ao explorar as propriedades periódicas de forma

contextualizada, os estudantes se sintam mais motivados e engajados em aprender sobre os elementos químicos e suas interações.

A utilização deste trabalho em sala de aula tem o potencial de transformar a forma como os alunos percebem a Química, tornando-a não apenas um conjunto de informações estáticas, mas sim um campo dinâmico e fascinante. Esperamos que os professores encontrem inspiração nesta abordagem e a incorporem em seus métodos de ensino, proporcionando uma experiência educacional enriquecedora e significativa, preparando-os para um entendimento mais profundo e duradouro das propriedades periódicas.

REFERÊNCIAS

- ACCIARI, H. A. *et al.* Corrosão do aço-carbono: uma abordagem do cotidiano no ensino de Química. **Química Nova**, v. 38, n. 2, p.293-296, 2015.
- 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.
- ANDRADE, J. B.; LOPES, W. A.; MARTINS, C. R. Solubilidade de compostos orgânicos. **Química Nova**, v. 36, n.8, p. 1248-1255, 2013.
- ATKINS, P. W.; JONES, L.; LAVERMAN, L. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7.ed. Porto Alegre, RS: Bookman, 2018.
- BROWN, T. L.; LEMAY JR., H. E.; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. **Química**: a ciência central. 9. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall do Brasil, 2005.
- CALLISTER, W. D. **Materials science and engineering**: an introduction. 7th ed. [S.l.]: John Wiley & Sons, Limited, 2007.
- CARBULONI, C. F.; OLIVEIRA, J. B.; SANTOS, K. B.; RIVELINI-SILVA, A. C. Levantamento bibliográfico em revistas brasileiras de ensino: artigos sobre o conteúdo tabela periódica. **ACTIO**, Curitiba, v. 2, n. 1, p. 225- 242, jan./jul. 2017.
- DUARTE, H. A. Ligação química: ligação iônica, covalente e metálica. **Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola**, n. 4, p. 14-23, 2001.
- FERREIRA, L. H.; CORREA, K. C. S; DUTRA, J. L. Análise das estratégias de ensino utilizadas para o ensino da tabela periódica. **Química Nova na Escola**, v. 38, n 4, p. 349-359, 2016.
- GALANTE, H. A. **Seleção de materiais no design e indústria náutica**. 2003. Dissertação (Mestrado em Engenharia de Materiais) - Rede Temática em Engenharia de Materiais, Escola de Minas, Universidade Federal de Ouro Preto, Ouro Preto, MG, 2003. Disponível em: https://www.repositorio.ufop.br/bitstream/123456789/2783/1/DISSERTA%C3%87%C3%83O_Sele%C3%A7%C3%A3oMateriaisDesign.PDF. Acesso em: 26 out. 2023.
- GUIMARÃES, J. R.; NOUR, E. A. A. Tratamento de esgotos: processos que imitam a natureza. **Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola**, n.1 p. 19-30, 2001. Ed. Especial.
- HOUSECROFT, C. E.; SHARPE, A. G. **Química inorgânica**. 4. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2013. v.1.
- INVERNIZZI, L. M. **Desenvolvimento de uma versão paralela do software mcmaille**. 2018. Trabalho de Conclusão de Curso (Bacharelado em Ciência da Computação) - Universidade de Caxias do Sul, Caxias do Sul, RS, 2018.

- KERKHOFS, S.; LIPKENS, H.; VELGHE, F.; VERLOOY, P.; MARTENS, J. A. Mayonnaise production in batch and continuous process exploiting magnetohydrodynamic force. **Journal of food Engineering**, v. 106, p. 35-39, 2011.
- LEE, J. D. **Química inorgânica não tão concisa**. 5. ed. São Paulo: Edgard Blucher, 1999.
- LEMES, M. R.; PINO JUNIOR, A. D. A tabela periódica dos elementos químicos prevista por redes neurais artificiais de Kohonen. **Química Nova**, v. 31, n.5, p. 1141-1144, 2008.
- LEITE, B. S. O Ano Internacional da tabela periódica e o ensino de química: das cartas ao digital. **Química Nova**, v. 42, n.6, p. 702-710, 2019.
- LIMA, G. M.; BARBOSA, L.C. A.; FILGUEIRAS, C. A. L. Origens e consequências da tabela periódica, a mais concisa enciclopédia criada pelo ser humano. **Química Nova**, v. 42, n. 10, p. 1125-1145, 2019.
- MYERS, R. T. The periodicity of electron affinity. **Journal of Chemical Education**, n. 4, v. 67, p. 307-308, 1990.
- NARVAI, P. Cárie dentária e flúor: uma relação do século XX. **Ciência & Saúde Coletiva**, v.5, n.2, p. 381-392, 2000.
- PAULING, L. The origin and nature of the electronegativity scale. **Journal of Chemical Education**, ed. 4, v. 65, p. 375-375, 1988.
- PEIXOTO, E. M. A. Elemento químico: flúor. **Química Nova na Escola**, n. 8, p.43, 1998.
- ROCHA, W. R. Interações intermoleculares. **Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola**, n. 4, p. 31- 36, 2001.
- ROSSI, A. V. *et al.* Reflexões sobre o que se ensina e o que se aprende sobre densidade a partir da escolarização. **Química Nova na Escola**, n. 30, p. 55-60, 2008.
- RUSSEL, C. A. The electrochemical theory of Berzelius. **Annals of Science**, v. 19, p. 127-145, 1963.
- RUSSELL, J. B. **Química geral**. São Paulo: McGraw-Hill do Brasil, 1981.
- SANCHES, S. M.; SILVA, C. H. T. P.; VIEIRA, E. M. Agentes desinfetantes alternativos para o tratamento de água. **Química Nova na Escola**, n. 17, p. 8-12, 2003.
- SANTOS, V. M.; AFONSO, J. C. Elemento químico: iodo. **Química Nova na Escola**, v. 35, n. 4, p. 297-298, 2013.
- SEVERINO, A. J. **Metodologia do trabalho científico**. São Paulo, SP: Cortez, 2007.
- SILVA FILHO, T. D.; AQUINO, J. G. Os usos da tabela periódica no campo escolar: um estudo sobre o ensino da química em dois periódicos. **Revista Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências**, v. 23, p. 1-23, 2022.

- SHRIVER, D.F.; ATKINS, P. W. **Química inorgânica**. Porto Alegre: Bookman, 2003.
- SKOOG, D. A.; WEST, D. M.; HOLLER, F. J.; CROUCH, S. R. **Fundamentos de química analítica**. 8. ed. São Paulo: Thomson, 2006.
- SOLOMONS, T. W. G.; FRYHLE, C. B.; SNYDER, S. A. **Química orgânica, vol.1**, 12. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2018.
- TANTARDINI, C.; OGANOV, A. R. Thermochemical electronegativities of the elements. **Nature Communications**, v. 12, n. 2087, 2021.
- VARGAS, J. A. C. Propriedades periódicas dos elementos químicos e suas breves implicações em sistemas biológicos e nas ciências agrárias. **SciELO Preprints**, 2023. DOI: <https://doi.org/10.1590/SciELOPreprints.6148>. Disponível em: <https://preprints.scielo.org/index.php/scielo/preprint/view/6148>. Acesso em: 23 fev. 2024.
- VASCONCELLOS, M. L. A. A. A teoria de Pearson para a disciplina de química orgânica: um exercício prático e teórico aplicado em sala de aula. **Química Nova**, v. 37, n. 1, 171-175, 2014.
- VÉDRINE, J. C. Acid-base characterization of heterogeneous catalysts: an up-to-date overview. **Research on Chemical Intermediates**, v. 41, n. 12, 2015. p. 9387-9423.
- 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.
- ZARCHI, I.; FRIEDLER, E.; REBHUN, M. Polyaluminium chloride as an alternative to alum for the direct filtration of drinking water. **Environmental Technology**, United Kingdom, v. 34, n.9, p. 1199–1209, 2013.