

Universidade Estadual Paulista

Instituto de Química

BRUNO HENRIQUE DA SILVA LETICE

LIGADOS: UMA PROPOSTA DE JOGO EDUCATIVO SOBRE LIGAÇÕES QUÍMICAS

Araraquara

2024

BRUNO HENRIQUE DA SILVA LETICE

LIGADOS: UMA PROPOSTA DE JOGO EDUCATIVO SOBRE LIGAÇÕES QUÍMICAS

Trabalho de conclusão de curso apresentado ao
Instituto de Química de Araraquara, Universidade
Estadual Paulista, como parte dos requisitos para
obtenção do grau de Licenciado em Química

Orientador: Prof. Dr. Vagner Antonio Moralles

Araraquara

2024

L648l Letice, Bruno Henrique da Silva
Ligados : uma proposta de jogo educativo sobre ligações químicas / Bruno Henrique da Silva Letice. -- Araraquara, 2024
189 f. : il.

Trabalho de conclusão de curso (Licenciatura - Química) -
Universidade Estadual Paulista (UNESP), Instituto de Química,
Araraquara
Orientador: Vagner Antonio Morales

1. Material didático. 2. Jogos educativos. 3. Ligações químicas. 4. Ensino. 5. Planejamento educacional. I. Título.

BRUNO HENRIQUE DA SILVA LETICE

LIGADOS: UMA PROPOSTA DE JOGO EDUCATIVO SOBRE LIGAÇÕES QUÍMICAS

Trabalho de Conclusão de Curso
apresentado à Universidade Estadual
Paulista “Júlio de Mesquita Filho” como
parte dos requisitos para obtenção do título
de Licenciado em Química

Araraquara, 29 de novembro de 2024.

BANCA EXAMINADORA



Documento assinado digitalmente
VAGNER ANTONIO MORALLES
Data: 02/12/2024 16:42:03-0300
Verifique em <https://validar.iti.gov.br>

Prof. Dr. Vagner Antonio Morales



Documento assinado digitalmente
MARLON HERBERT FLORA BARBOSA SOARES
Data: 03/12/2024 10:00:40-0300
Verifique em <https://validar.iti.gov.br>

Prof. Dr. Márlon Herbert Flora Barbosa Soares



Documento assinado digitalmente
MILENA ALVES
Data: 04/12/2024 19:13:20-0300
Verifique em <https://validar.iti.gov.br>

Prof.^a Dr.^a Milena Alves

DADOS CURRICULARES

IDENTIFICAÇÃO

Nome: Bruno Henrique da Silva Letice

Nome em citação: Letice, B. H. S.

FORMAÇÃO ACADÊMICA/ TITULAÇÃO

Graduação em Licenciatura em Química no Instituto de Química de Araraquara/SP da Universidade Estadual Paulista.

ATIVIDADES ACADÊMICAS RELEVANTES

TRABALHOS APRESENTADOS EM EVENTOS

I) Letice, B. H. S.; Conceição, E.; Pereira, J. C. M. Síntese e caracterização da tiossemicarbazona derivada do trimetilacetaldéido. *In*: PRIMEIRA FASE DO XXXVII CONGRESSO DE INICIAÇÃO CIENTÍFICA DA UNESP, 2024, Araraquara. **Resumos [...]** Araraquara: UNESP, 2024.

II) Letice, B. H. S.; Moralles, V. A. Ligados: um design de jogo educativo para abordar o conteúdo de ligações químicas. *In*: 54ª SEMANA DA QUÍMICA DA UNIVERSIDADE ESTADUAL PAULISTA (UNESP), 54, 2024, Araraquara. **Resumos [...]** Araraquara: UNESP, 2024.

III) Letice, B. H. S.; Moralles, V. A. Ligados: desenvolvimento de um jogo educativo sobre ligações químicas. *In*: DESAFIOS PARA PESQUISAS EM REDE NA ÁREA DE ENSINO DE QUÍMICA: ENCONTRO ANUAL DA REDE RIPEQ, 3, 2024, Araraquara. **Resumos [...]** Araraquara: UNESP, 2024.

IV) Letice, B. H. S.; Moralles, V. A. Ligados: uma proposta de jogo educativo sobre ligações químicas. *In*: XIX CONGRESSO DE INICIAÇÃO CIENTÍFICA DA UNIARA, XIX, Araraquara, **Resumos [...]** Araraquara: UNIARA, 2024.

MONITORIAS

I) Disciplina do Laboratório de Ensino de Química Geral do curso de Licenciatura em Química (2021) da Universidade Estadual Paulista (UNESP) - Instituto de Química de Araraquara. A monitoria foi realizada no primeiro semestre do ano letivo de 2021, sob supervisão do Prof. Dr. Amadeu Moura Bego.

II) Disciplina do Laboratório de Ensino de Química Geral do curso de Licenciatura em Química (2021) da Universidade Estadual Paulista (UNESP) - Instituto de Química de Araraquara. A monitoria foi realizada no segundo semestre do ano letivo de 2021, sob supervisão do Prof. Dr. Amadeu Moura Bego.

Dedico este trabalho aos meus pais Elza e José Henrique, por todo o incentivo, suporte,
carinho e amor.

AGRADECIMENTOS

À UNESP e ao Instituto de Química por toda a minha formação durante a graduação.

Ao meu orientador, Prof. Dr. Vagner Antonio Moralles, pela orientação constante, ensinamentos, apoio e amizade.

À banca examinadora, Prof. Dr. Márlon Herbert Flora Barbosa Soares e Prof.^a Dr.^a Milena Alves, pela disponibilidade e contribuições neste trabalho.

Aos meus pais, Elza e José Henrique, que sempre me apoiaram e me acompanharam durante toda minha jornada.

Aos amigos que fiz ao longo da graduação, em especial Melissa, Joseane, Gian, Lara, Vítor, Ana Clara e Pietra.

À Rede de Inovação e Pesquisa em Ensino de Química (RIPEQ), pelos ensinamentos e oportunidades.

Ao Santos Futebol Clube, por não permitir que o TCC sozinho fosse minha maior preocupação nesse último ano.

*“Voltar? Não adianta nada! Ir para os lados?
Impossível! Ir em frente? A única coisa a se fazer!
Adiante, então!”*

Bilbo Bolseiro.

RESUMO

As ligações químicas podem ocorrer por meio de transferência de elétrons, na ligação iônica; compartilhamento de elétrons, formando moléculas, na ligação covalente; fluxo livre de elétrons em uma estrutura formada por átomos metálicos, na ligação metálica; e por meio de reações ácido-base de Lewis, na ligação coordenada. Entretanto, na maioria dos compostos, as ligações não são puramente de um único tipo, mas uma mistura de dois tipos ou mais, podendo ser representadas por meio de um contínuo que representa o fator de contribuição de cada tipo de ligação para a formação do composto. O conteúdo sobre ligações químicas está presente no currículo escolar e universitário, sendo um dos primeiros temas a serem tratados na Química. O problema é que se trabalhado de forma inadequada, pode gerar uma gama de concepções alternativas, entendidas como um conhecimentos que divergem do conhecimento científico vigente. Para romper com essas concepções, pode-se utilizar, por exemplo, estratégias didáticas ativas, que podem contribuir para uma construção mais orgânica do conhecimento. Dentre as várias classes de estratégias didáticas, o jogo é definido como uma atividade livre, consciente, que visa prazer (ou desprazer), possuindo limitação de espaço e tempo e regras implícitas e explícitas. O jogo educativo deve equilibrar a função lúdica e a função educativa, possuir valor experimental, valor de estruturação, valor de relação e valor lúdico. Pode ser caracterizado em níveis de interação entre o jogo e o jogador (*I, II, III e IV*); tipos (*Agôn, Alea, Mimicry e Ilinx*); e, de acordo com Piaget, como jogo de exercício, jogo simbólico e jogo de regras. A proposta dessa pesquisa foi adaptar o modelo de Unidade Didática Multiestratégica para desenvolver um jogo abordando os conceitos de ligações químicas para o ensino médio e ensino superior, fundamentado nas premissas do jogo Perguntados®. O jogo proposto pode ser utilizado em sala de aula com os estudantes, dividindo-os em quatro grupos, que jogam um dado visando responder questões sobre o conteúdo, para assim progredir ou regredir em um tabuleiro em busca de coroas, representada por uma molécula de S₈. Ao obter quatro S₈, o grupo de jogadores vence o jogo. Entende-se que o jogo proposto, *Ligados*, possui o potencial de abordar os conceitos de ligações químicas e suas concepções alternativas de forma ativa e inovadora.

Palavras-chave: Estratégias Didáticas. Jogos Educativos. Ligações Químicas. Ensino de Química. Unidades Didáticas Multiestratégicas.

ABSTRACT

The chemical bonding may occur by electron transfer, in ionic bond; electron sharing, forming molecules, in covalent bond; free electron flow in a metallic structure, in metallic bond; and by reactions between acids and bases of Lewis, in coordinate bond. However, in most compounds, the bonding does not occur purely on one type, but in a mix of two types or more, which may be represented by a continuum that represents the contribution of each type of bonding to form the compound. The chemical bonding content is in scholar and academic curriculum, being one of the first themes at Chemistry. The problem is, if taught inadequately, may generate various misconceptions, understood as the knowledge that diverges from current scientific knowledge. To minimize these misconceptions, it is possible to work with active instructional strategies, in a more organic way to build scientific knowledge. From the many classes of instructional strategies, a game is defined as a free activity, conscious, that aims for pleasure (or displeasure), with time and space limited and implicit or explicit rules. An educational game must balance the playful and the educative function, must have experimental value, structure value, relation value and playful value. It may be classified in levels of interaction between the players and the game (*I, II, III and IV*); types (*Agôn, Alea, Mimicry and Ilinx*); and, according to Piaget, as exercise game, symbolic game and rules game. The proposition of this research was to adapt the Multistrategic Didactic Unit model to develop a game addressing the concepts of chemical bonding for high school and higher education, based on the premises of the game Trivia Crack®. The game may be used in the classroom with students, dividing them in four groups, each one which plays the dice in order to answer questions about the content, being able to go back and forward on a board seeking crowns, represented by the molecule of S_8 . Obtaining four S_8 , the group of players win the game. It is understood that the proposed game, *Ligados*, may address the content of chemical bonding, as its misconceptions in an active and innovative form.

Keywords: instructional strategy; educational games; chemical bonding; Chemistry Teaching; multistrategic didactic unit.

LISTA DE FIGURAS

Figura 1. Tabela periódica dos elementos.	17
Figura 2. Classificação dos elementos como metais (branco e azul), semimetais (preto) e não metais (azul-claro).	18
Figura 3. Formato dos orbitais.	20
Figura 4. Distribuição eletrônica de dois elétrons entre três orbitais.	21
Figura 5. Diagrama de sequência do preenchimento dos subníveis.	21
Figura 6. Eletronegatividade de Pauling.	22
Figura 7. Afinidade eletrônica (kJ mol^{-1}).	24
Figura 8. Raios atômicos dos elementos, em picômetros.	25
Figura 9. Raios iônicos dos elementos, em picômetros.	26
Figura 10. Célula unitária de agrupamento compacto cúbico (a) de agrupamento compacto hexagonal (b).	27
Figura 11. Célula unitária de agrupamento cúbico simples (a) e cúbica de corpo centrado (b).	28
Figura 12. Estrutura cristalina do cloreto de sódio (NaCl).	28
Figura 13. Estrutura cristalina do cloreto de cério (CsCl).	29
Figura 14. Estrutura cristalina da fluorita (CaF_2).	29
Figura 15. Estrutura cristalina do rutilo (TiO_2).	29
Figura 16. Estruturas cristalinas de alguns compostos.	30
Figura 17. Ciclo de Born-Haber para o NaCl	31
Figura 18. Tipo de ligação predominante entre metais e não-metais de acordo com a carga do cátion.	33
Figura 19. Representações de Lewis para os átomos do grupo principal.	34
Figura 20. Representações de Lewis para uma ligação covalente.	34
Figura 21. Ligações em uma molécula de água.	34
Figura 22. Ligação covalente dupla.	35
Figura 23. Ligação covalente tripla.	35
Figura 24. Arranjo dos átomos de carbono na estrutura do diamante.	36
Figura 25. Dipolo instantâneo.	36

Figura 26. Dipolo permanente.	37
Figura 27. Ligação de hidrogênio.	37
Figura 28. Elementos capazes de expandir o octeto.	39
Figura 29. Estruturas de ressonância para o íon CO_3^{2-}	40
Figura 30. Estrutura do híbrido de ressonância para o íon CO_3^{2-}	40
Figura 31. Geometrias de moléculas nas quais os átomos centrais não possuem pares de elétrons isolados.	41
Figura 32. Geometrias de moléculas nas quais os átomos centrais possuem pares de elétrons isolados.	42
Figura 33. Superposição frontal de orbitais.	44
Figura 34. Superposição lateral de orbitais.	44
Figura 35. Formação de um orbital molecular.	46
Figura 36. OMs (a) σ , (b) π e (c) δ	47
Figura 37. Modelo do mar de elétrons.	48
Figura 38. Estrutura de bandas formadas para (a) um isolante; (b) um metal com a banda vazia parcialmente ocupada (c) um metal com as bandas ocupada e vazia sobrepostas e (d) um semicondutor.	49
Figura 39. Estrutura de bandas formadas para semicondutor (a) tipo p e (b) tipo n.	50
Figura 40. Estrutura de Hoffman para composto de cobalto com amônia.	52
Figura 41. Estrutura de Blomstrand para composto de cobalto com amônia.	53
Figura 42. Estrutura de Jorgensen para composto de cobalto com amônia.	53
Figura 43. Modelo da esfera de coordenação.	54
Figura 44. Estrutura de um composto de coordenação.	55
Figura 45. Formação de um composto de coordenação.	55
Figura 46. Geometrias tetraédrica e quadrado planar.	57
Figura 47. Geometria octaédrica.	58
Figura 48. Etapas de formação de um composto de coordenação na TCC.	58
Figura 49. Desdobramento do campo cristalino para diferentes geometrias.	59
Figura 50. Aproximação dos ligantes.	60
Figura 51. Série espectroquímica dos ligantes.	61

Figura 52. Triângulo de van Arkel-Ketelaar.	62
Figura 53. Tetraedro de ligações de Laing.	63
Figura 54. Processo de mudança conceitual.	67
Figura 55. Exemplo de perfil epistemológico.	68
Figura 56. Jogo <i>strictu sensu</i> e jogo educativo.	84
Figura 57. Jogos durante o desenvolvimento de uma criança.	86
Figura 58. Planejamento de uma UDM.	88
Figura 59. Unidade para Elaboração de Jogos (UEJ).	89
Figura 60. Cartas do bloco principal do jogo <i>Ligados</i>	97
Figura 61. Cartas do bloco de expansão do jogo <i>Ligados</i>	98
Figura 62. Cartas especiais elaboradas para o jogo <i>Ligados</i>	99
Figura 63. Tabuleiro elaborado para o jogo <i>Ligados</i>	100
Figura 64. Dados elaborados para o jogo <i>Ligados</i> , para o ensino médio (à esquerda) e para o ensino superior (à direita).	101
Figura 65. Molécula de S ₈ - ciclo-octaenxofre.	101
Figura 66. Regras do jogo educativo <i>Ligados</i>	102
Figura 67. Concepção alternativa abordada no jogo educativo <i>Ligados</i>	106
Figura 68. Concepção alternativa no jogo educativo <i>Ligados</i>	107
Figura 69. Obstáculo epistemológico abordado no jogo educativo <i>Ligados</i>	108

LISTA DE QUADROS

Quadro 1. Intensidades dos tipos de interações ocorrentes entre espécies.	38
Quadro 2. Alguns orbitais hibridizados e suas geometrias.	45
Quadro 3. Classificação de alguns ligantes comuns.	56
Quadro 4. Concepções alternativas sobre ligações químicas.	64
Quadro 5. Obstáculos epistemológicos elencados acerca de ligações químicas.	66
Quadro 6. Conteúdos elencados pelos 3 professores colaboradores acerca de ligações químicas.	72
Quadro 7. Síntese dos conteúdos de ligações químicas elencados nos livros didáticos.	77
Quadro 8. Níveis de interação entre jogo e o jogador.	84
Quadro 9. Classificação de jogos segundo Caillois.	85
Quadro 10. Categorias de jogos segundo Piaget.	85
Quadro 11. Contexto para a elaboração de um jogo educativo.	89
Quadro 12. Análise científico-epistemológica.	90
Quadro 13. Análise didático-pedagógica.	91
Quadro 14. Referencial epistemológico.	92
Quadro 15. Título, objetivo e descrição do jogo.	92
Quadro 16. Análise do jogo educativo.	93
Quadro 17. Conceitos fundamentais acerca de ligações químicas.	94
Quadro 18. Ficha de elaboração do jogo Ligados.	104

LISTA DE TABELAS

Tabela 1. Energias de ionização para alguns elementos do Grupo 1.	23
---	----

LISTA DE ABREVIATURAS E SIGLAS

BDE = Bond Energy Dissociation

CaF₂ = fluorita

CCC = cúbico de corpo centrado

CFC = cúbico de face centrada

CLOA = Combinação Linear de Orbitais Atômicos

DCN = Diretrizes Curriculares Nacionais

EI = energia de ionização

HOMO = Highest Occupied Molecular Orbital

IUPAC = International Union of Pure and Applied Chemistry

LUMO = Lowest Unoccupied Molecular Orbital

NC = Número de Coordenação

NOX = Número de Oxidação

OL = Ordem de Ligação

OM = Orbital Molecular

RPECV = Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência

TCC = Teoria do Campo Cristalino

TCL = Teoria do Campo Ligante

TLV = Teoria dos Ligantes de Valência

TOM = Teoria do Orbital Molecular

UD = Unidade Didática

UDM = Unidade Didática Multiestratégica

UEJ = Unidade para Elaboração de Jogos

LISTA DE SÍMBOLOS

Símbolos		Unidades
eV	unidade de medida de energia	$1\text{eV} = 1,602177 \times 10^{-19}\text{J}$
K	unidade de medida de temperatura absoluta	$1\text{ K} = - 273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$
ε_0	constante dielétrica do vácuo	$8,85 \times 10^{-12}\text{ C}^2\text{ J}^{-1}\text{ m}^{-1}$
Z_e	carga do elétron	$1,6 \times 10^{-19}\text{ C}$

SUMÁRIO

1 INTRODUÇÃO.....	15
2 REFERENCIAL TEÓRICO.....	17
2.1 Classificação dos elementos químicos.....	17
2.1.1 Organização dos elementos químicos.....	17
2.1.2 Configuração eletrônica.....	19
2.2 Propriedades periódicas dos elementos químicos.....	22
2.2.1 Eletronegatividade.....	22
2.2.2 Energia de Ionização.....	23
2.2.3 Afinidade eletrônica.....	24
2.2.4 Raio atômico.....	25
2.2.5 Raio iônico.....	26
2.3 Ligações Químicas.....	26
2.3.1 Ligação Iônica.....	26
2.3.2 Ligação Covalente.....	33
2.3.2.1 "Regra do Octeto".....	38
2.3.2.2 O modelo RPECV.....	41
2.3.2.3 Teoria de Ligação de Valência.....	43
2.3.2.4 Teoria do Orbital Molecular.....	46
2.3.3 Ligação Metálica.....	48
2.3.4 Ligação Coordenada.....	51
2.3.5 O contínuo de ligações.....	62
2.4 Concepções alternativas sobre ligações químicas.....	64
2.5 Obstáculos epistemológicos sobre ligações químicas.....	66
2.6 Perfil Conceitual sobre ligações químicas.....	67
3 OBJETIVOS.....	71
3.1 Objetivo Geral.....	71
3.2 Objetivos Específicos.....	71
4 PROCEDIMENTOS METODOLÓGICOS.....	72
4.1 Levantamento dos principais conceitos sobre ligações químicas que foram utilizados no jogo... 72	
4.2 Jogos.....	80
5 RESULTADOS E DISCUSSÃO.....	88
5.1 Unidade para Elaboração Jogos.....	88
5.2 Levantamento dos principais conceitos que foram trabalhados no jogo.....	94
5.3 Apresentação do jogo.....	96
5.4 Análise do Jogo.....	104
6. CONSIDERAÇÕES FINAIS.....	110
REFERÊNCIAS.....	111
APÊNDICE A - Instrumento de Coleta de dados - Questionário.....	115
APÊNDICE B - Modelo de UEJ para o jogo Ligados.....	118
APÊNDICE C - Ligados.....	131

MEMORIAL ACADÊMICO

Desde criança, sempre gostei e sempre fui muito incentivado pelos meus pais a estudar e aprender. Meu gosto pela Química surgiu no ensino médio, devido ter tido aulas com bons professores.

No entanto, a falta de contato com um laboratório me fazia repensar se era algo que realmente gostava. Isso mudou somente no terceiro ano do ensino médio, quando o CUCA (Curso Unificado do Campus de Araraquara) levou minha turma em uma visita até o CCA (Centro de Ciências de Araraquara), possibilitando um primeiro contato com o laboratório de Química. Naquele momento, decidi: queria ser químico!

Durante as férias escolares daquele ano e a espera pelo resultado do vestibular, encontrei mais motivação para gostar de Química e Ciências da Natureza com a série e o livro *Cosmos*, de Carl Sagan.

No primeiro ano de curso as coisas não foram fáceis. Meu ponto forte, a Matemática, se tornou minha maior dificuldade. O que me motivava era a disciplina de Laboratório de Ensino de Química Geral, a qual eu mais havia gostado no curso. Além disso, também no primeiro ano, me tornei monitor do Centro de Ciências de Araraquara e passei a apresentar o laboratório de Química e as outras salas para alunos dos ensinos fundamental e médio de escolas da cidade e região. Acredito que isso tenha me incentivado muito a estudar mais, para melhorar meus conhecimentos.

No segundo ano as coisas melhoraram, mas com poucas semanas precisamos parar por conta da pandemia de *COVID-19*. Ficamos parados por um tempo - que aproveitei para ler e assistir bastante – e então as aulas retornaram de forma remota. O início foi difícil, não ter contato com os colegas e os professores de forma presencial foi um pouco desanimador. Mantivemos o ensino remoto para o terceiro ano. Ainda assim, algumas aulas e alguns professores nos motivaram a continuar no curso.

Uma outra motivação foi ter a oportunidade de ser monitor da disciplina de Laboratório de Ensino de Química Geral, sob supervisão do Prof. Dr. Amadeu Moura Bego. Acredito que a monitoria tenha possibilitado não somente um melhor desenvolvimento como aluno, mas também um desenvolvimento pessoal.

No retorno às aulas presenciais, a disciplina de História e Filosofia da Ciência possibilitou discussões importantes sobre o que é ciência e como ela é construída, me fazendo refletir sobre minhas próprias visões de mundo. Além dessa disciplina, na de Currículo, Linguagens e Avaliação no Ensino de Química foram apresentados aspectos de Linguagem no ensino de ciências que também trouxeram questionamentos – talvez pelo hábito da leitura.

Para o TCC, a primeira ideia seria fazer algo relacionado aos aspectos de linguagem envolvendo literatura de ficção científica e o Ensino de Química, mas não encontrei algo na literatura com o qual me sentisse realmente confortável para trabalhar e desisti da ideia.

Quando tive contato com meu orientador, o Prof. Dr. Vagner Antonio Moralles, a quem já conhecia e tinha amizade por conta da disciplina de Laboratório de Ensino de Química Geral em meu primeiro ano, ele me sugeriu o desenvolvimento de uma Unidade Didática Multiestratégica (UDM), tema que já conhecia superficialmente. Por conta do interesse em Química Inorgânica, escolhi o conteúdo de propriedades dos metais.

Entretanto, durante a disciplina de Instrumentação para o Ensino de Química, ministrada pelo Prof. Vagner, descobri a possibilidade da utilização de jogos como estratégia didática no Ensino de Química e, após uma reunião, resolvemos mudar o tema para a elaboração de um jogo educativo sobre ligações químicas.

Dito isso, além desse trabalho permitir conhecer e proporcionar trabalhar na área do lúdico, espero que o jogo elaborado possa contribuir como estratégia didática a ser utilizada em aulas sobre o conteúdo de ligações químicas

1 INTRODUÇÃO

Os átomos são mantidos unidos devido ao deslocamento dos elétrons das camadas mais externas (camada de valência) em uma configuração que possibilite um arranjo com menor energia, quando comparado com os átomos separados (Atkins; Jones; Laverman, 2018). O que permite a união dos átomos em um arranjo definido de menor energia, seja de dois átomos do mesmo elemento ou de dois ou mais elementos, é entendido conceitualmente como uma ligação química (Chang, 2010). A estabilização energética por meio de ligações químicas é tão importante na natureza, que somente átomos de gases nobres podem ser encontrados na forma monoatômica (Lee, 1971).

Essa configuração de menor energia pode ocorrer por meio da transferência de um ou mais elétrons de um átomo para o outro, formando íons. Esses, na ligação iônica, são mantidos unidos por meio de atração eletrostática. Se no lugar da transferência de elétrons ocorrer o compartilhamento obtém-se uma ligação covalente, formando moléculas ou compostos reticulares (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

Uma molécula pode ser definida pela união de ao menos dois átomos do mesmo elemento ou de dois ou mais elementos, por meio do compartilhamento de elétrons (Chang, 2010). As moléculas contendo apenas dois átomos são denominadas diatômicas (ex.: o oxigênio molecular O_2), enquanto as moléculas que contém mais que dois átomos são denominadas poliatômicas (ex.: a molécula de água H_2O) (Chang, 2010).

Já um íon pode ser definido como um átomo ou conjunto de átomos com carga positiva ou negativa, ou seja, o balanço de cargas de prótons e elétrons é desigual. Isso ocorre quando um átomo ganhar ou perder elétrons (Chang; Goldsby, 2013). Um átomo que perde um ou mais elétrons é chamado de cátion, um íon com carga positiva (ex.: sódio(I) Na^+), enquanto um átomo que recebe um ou mais elétrons é chamado de ânion, um íon com carga negativa (ex.: cloreto Cl^-) (Chang; Goldsby, 2013).

Além disso, existem ligações que ocorrem apenas entre metais, substâncias que apresentam um conjunto de características específicas próprias (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

Por fim, há as ligações coordenadas, que ocorrem nos chamados compostos de coordenação, definidos como um íon metálico central rodeado por ligantes, os quais podem ser íons ou moléculas que existem independentemente (Toma *et al*, 2014; Weller *et al*, 2017).

O ensino de ligações químicas é previsto no Currículo Paulista (EM13CNT202) para o Ensino Médio (São Paulo, 2023). Além disso, o conteúdo também é trabalhado no Ensino

Superior, como “principais conceitos, leis e princípios” da área da Química (DCN, 2001, p. 5).

Quando abordado em sala de aula de forma inadequada, esse conteúdo pode gerar concepções alternativas - conhecimentos de senso comum que divergem do conhecimento científico atual - e obstáculos epistemológicos, entendidos como entraves na construção do conhecimento científico (Menezes Leão; Kalhil, 2015; Bachelard, 1996). Para minimizar esses problemas, sugere-se a utilização de estratégias didáticas ativas, dentre as quais destacam-se a utilização de casos investigativos e jogos educativos (Alves; Bego, 2020).

O modelo de Unidade Didática Multiestratégica (UDM) é um modelo formativo para orientar a implementação do planejamento didático-pedagógico do professor de forma coerente e estruturada, utilizando a abordagem metodológica como eixo central (Morales, 2021). O modelo foi adaptado para possibilitar a elaboração de um jogo educativo, com base em 6 tarefas.

Um jogo educativo é definido como uma atividade livre, que visa prazer ou desprazer, possui regras (implícitas ou explícitas) e limitação de tempo e espaço (Garcez; Soares, 2017). Deve equilibrar a função lúdica (promover divertimento) e a função educativa (trazer conhecimento), além de possuir valor experimental (possibilitar exploração); valor de estruturação (possibilitar estratégias); valor de relação (aproximar o convívio entre praticantes e ambiente) e valor lúdico (promover ludicidade) (Kishimoto, 1997; Soares, 2004).

Um jogo pode ser classificado entre nível de interação entre jogo e jogador, sendo *I* (simuladores); *II* (competições); *III* (construção de modelos baseados em modelos teóricos vigentes) e *IV* (histórias em quadrinhos) (Soares, 2004). Outra forma de classificação é em tipos, sendo *Agôn* (jogos de competição), *Alea* (jogos que não se necessita uma habilidade prévia), *Mimicry* (jogos de interpretação) e *Ilinx* (jogos em busca de vertigem) (Caillois, 1990; Piccolo, 2008).

Em contrapartida à abordagem metodológica como eixo central na UDM, para a estratégia didática do jogo educativo sugere-se o referencial epistemológico como eixo central. Na concepção piagetiana, um jogo educativo pode ser considerado de acordo com o nível de assimilação de um indivíduo, podendo ser classificado em jogo de exercício (divertimento, sem necessidade de aprendizagem), jogo simbólico (associações com o cotidiano) e jogo de regras (aumento da relação social e interindividual) (Piaget, 1964; Rezende e Soares, 2017).

Com base nisso nessa discussão, essa pesquisa propõe o desenvolvimento de um jogo educativo de cartas contendo perguntas e respostas, chamado *Ligados*, que tem a

potencialidade de abordar o tema de ligações químicas. O jogo é capaz de comportar os conceitos, tal qual suas concepções alternativas e obstáculos epistemológicos, abordando o tema de uma forma ativa e inovadora, tendo por base o referencial teórico e metodológico descrito a seguir.

2 REFERENCIAL TEÓRICO

2.1 Classificação dos elementos químicos

2.1.1 Organização dos elementos químicos

As descobertas científicas que ocorreram no século *XIX* geraram a necessidade de produzir uma forma de organização dos elementos químicos de acordo com suas propriedades. Dentre os esforços empenhados nesse sentido, destaca-se o trabalho de Dmitri Mendeleev (1834 - 1907) que, além de agrupar os elementos em ordem crescente de massa, tornou possível a previsão de outros elementos e suas propriedades, a partir da análise da organização proposta (Chang, 2010).

Com os avanços nos estudos, uma forma otimizada de organização foi proposta por Henry Moseley (1887 - 1915), utilizado uma organização crescente de número atômico (número de prótons). Na Figura 1 é apresentado uma das possíveis representações da tabela periódica organizada em termos de número atômico (Chang, 2010):

1 1A																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																														
---------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

Figura 1. Tabela periódica dos elementos.

Fonte: Chang (2010, p. 243).

Como dito anteriormente, essa organização periódica permite prever e agrupar os elementos por suas propriedades, algumas das quais estão, brevemente, descritas a seguir.

2.1.2 Configuração eletrônica

Os elétrons não podem ocupar qualquer valor de energia, esses são discretos e quantizados, representados por quatro números quânticos, nos casos dos elementos mais leves da tabela. O número principal n , pode assumir valores inteiros positivos como 1, 2, 3, ... Esses níveis são subdivididos em subníveis, representados por um número quântico secundário l , que pode assumir valores de 0 até $n-1$, cada valor respectivamente representa as letras s, p, d e f. Aos subníveis, ainda, estão associados o número quântico magnético ml , que representa o desdobramento das linhas do espectro atômico sob a aplicação de um campo magnético e pode assumir valores de $-l, \dots, 0, \dots, +l$. Aos elétrons é atribuído o quarto número quântico, s , número quântico de spin. Esse define o spin do elétron, assumindo valores $+\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$, associados à rotação nos sentidos horário e antihorário (Lee, 1971).

As letras s, p, d e f representam o formato dos orbitais, ou seja, uma das prováveis I resolução da equação de onda para o átomo de hidrogênio, que apresenta a maior probabilidade de se encontrar um elétron no espaço (Atkins; Jones; Laverman, 2018). A Figura 4 ilustra o formato dos orbitais obtidos por meio da plotagem da parte angular da equação de onda para o átomo de hidrogênio. É importante salientar que para a plotagem dos orbitais f foi utilizado uma combinação das funções de onda em um sistema cúbico:

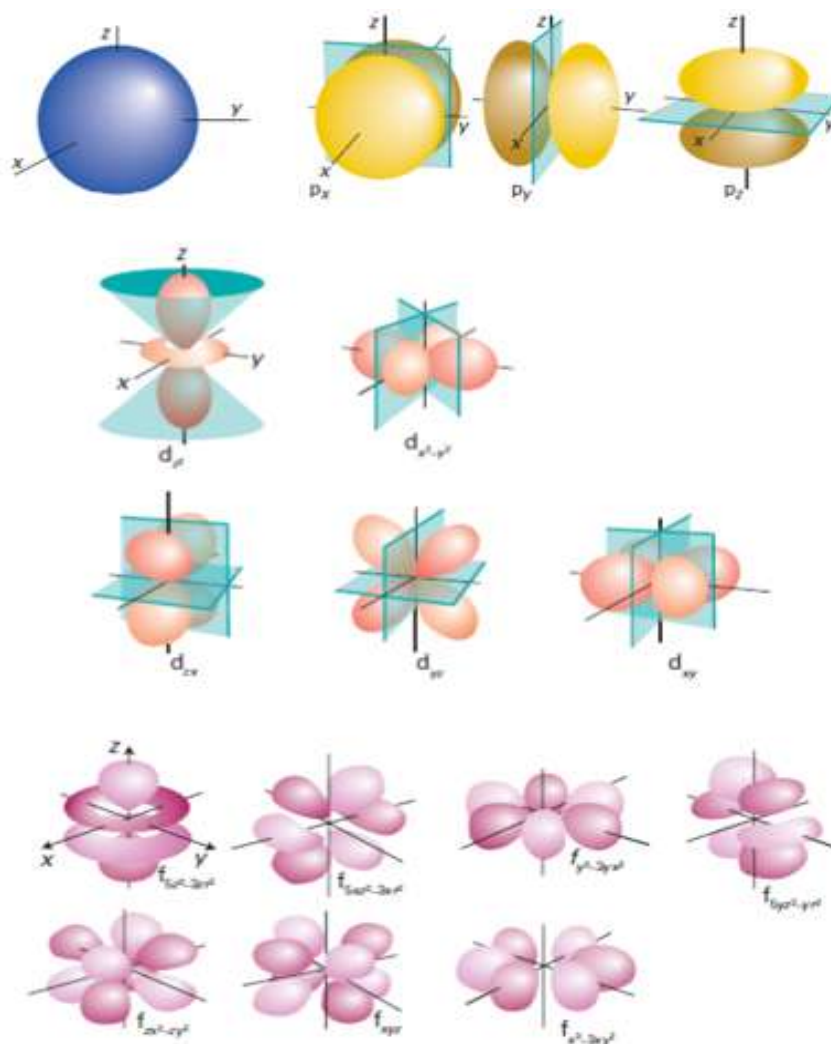


Figura 3. Formato dos orbitais.

Fonte: Adaptado de Shriver e Atkins (2010, p. 38 - 39).

Como mostra a Figura 3, os orbitais s possuem formato esférico, enquanto os orbitais p possuem formatos de halteres, com um plano nodal passando pelo núcleo. Já os orbitais d (d_{zx} , d_{yz} e d_{xy}) orientam-se nas bissetrizes dos eixos, perpendiculares aos planos nodais que passam entre os núcleos. O orbital d_z^2 possui dois nodos cônicos que se encontram no núcleo na direção do eixo z, e o orbital $d_{x^2-y^2}$ possui os lobos nos eixos x e y. Os orbitais f possuem simetria mais complexa, com três planos nodais. A forma de um orbital também é chamada na literatura de superfície limite (Shriver; Atkins, 2010).

Segundo o princípio de exclusão de Wolfgang Pauli (1900 - 1958), dois elétrons não podem possuir todos os quatro números quânticos iguais, e a partir destes, pode-se calcular o número máximo de elétrons em cada subnível de energia: s = 2, p = 6, d = 10, f = 14 e assim

por diante (Lee, 1971). Em estados normais, os elétrons ocupam o nível de menor energia, e tendem a se manter afastados um do outro (Lee, 1971).

A distribuição dos elétrons em um subnível de energia busca sempre a maior estabilidade. Seguindo a Regra de Friedrich Hermann Hund (1896 - 1997), o arranjo mais estável possui o maior número possível de spin paralelos (Chang; Goldsby, 2013), como demonstra a Figura 4:

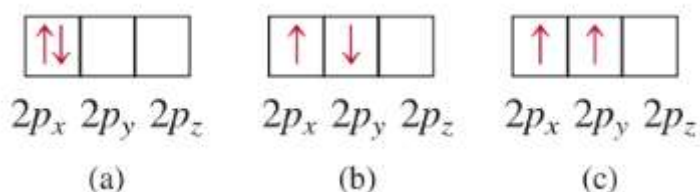


Figura 4. Distribuição eletrônica de dois elétrons entre três orbitais.

Fonte: Chang e Goldsby (2013, p. 307).

Na Figura 4, pode-se ver que (a) possui os elétrons próximos entre si, causando repulsão entre ambos. Já em (b), os spins não se encontram de forma paralela e (c) está de acordo com a Regra de Hund, pois ambos os elétrons estão distribuídos com os spins paralelos nos orbitais (Chang; Goldsby, 2013). O preenchimento dos subníveis de energia é feito em sequência e pode ser visto por meio da Figura 5:

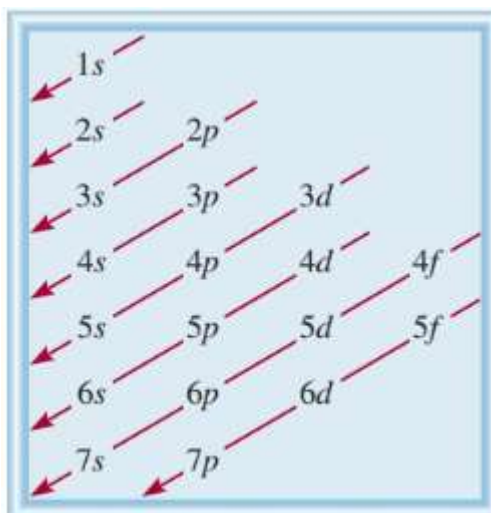


Figura 5. Diagrama de sequência do preenchimento dos subníveis.

Fonte: Chang e Goldsby (2013, p. 303).

Na Figura 5, pode-se perceber que após o preenchimento dos subníveis 3s e 3p para um elemento, os próximos elétrons dirigem-se para o 4s antes do 3d, o que se dá por conta de n crescente (Barros, 1992). Assim, entende-se que a ordem de preenchimento em uma ordem

representada pela soma de $l + n$, seguindo: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d e 7p (Lee, 1971). Cada elemento possui sua própria configuração (Chang, 2010).

Além da configuração eletrônica, há algumas propriedades dos elementos químicos que são importantes para o entendimento das teorias sobre ligações químicas.

2.2 Propriedades periódicas dos elementos químicos

2.2.1 Eletronegatividade

Em uma abordagem mais introdutória, o conceito de eletronegatividade pode ser associado à capacidade de um elemento atrair elétrons em uma ligação (Atkins; Jones; Laverman, 2018). Na ligação, um átomo com eletronegatividade mais elevada tende a atrair mais os elétrons, enquanto um átomo com eletronegatividade mais baixa tende a possuir os elétrons mais afastados (Atkins; Jones; Laverman, 2018). A Figura 6 mostra como essa propriedade aumenta na tabela periódica, por meio da escala de Linus Pauling² (1901 - 1994):

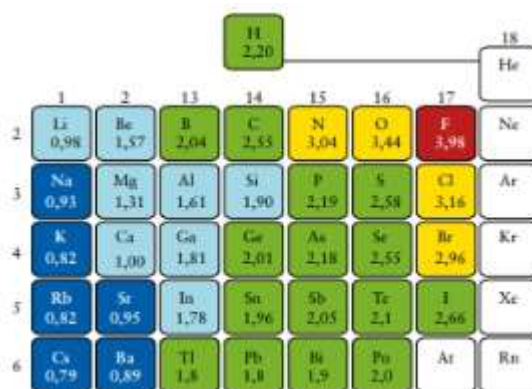


Figura 6. Eletronegatividade de Pauling.

Fonte: Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 97).

A eletronegatividade de um elemento, na perspectiva de Pauling, não pode ser obtida diretamente. Como apresentado nas Equações 1 e 2 (a Equação 1 é usada para maioria dos elementos e a Equação 2 é usada no caso de hidretos alcalinos) o que se pode calcular é a diferença de eletronegatividade entre dois elementos. Assim, por formar ligações covalentes com uma infinidade de átomos, o hidrogênio foi escolhido como referência, sendo seu valor de eletronegatividade atribuída como 2,1 (Santos; Silva; Wartha, 2011).

² Na literatura existem vários modelos científicos que podem ser utilizados para a representação da eletronegatividade, nesse texto, foi focada a eletronegatividade de Pauling por ser a mais utilizada para discutir o conceito de ligação química.

$$\chi_A - \chi_B = (23)^{-1/2} \{D(A-B) - \frac{1}{2}[D(A-A) + D(B-B)]\}^{1/2} \quad (\text{Equação 1})$$

$$\chi_A - \chi_B = (30)^{-1/2} \{D(A-B) - \frac{1}{2}[D(A-A).D(B-B)]\}^{1/2} \quad (\text{Equação 2})$$

Onde χ é a eletronegatividade; D (X-X) representa a energia de ligação; A e B representam dois elementos diferentes.

Uma importante consequência que se pode ressaltar das equações acima é que os fatores de correção 23 e 30 apresentam unidade de energia. Isso faz com o valores de eletronegatividade dos elementos sejam adimensionais (Santos; Silva; Wartha, 2011).

Pode-se ver, por meio da Figura 6, que os valores de eletronegatividade tendem a ser maiores no canto superior direito da tabela periódica, desconsiderando os gases nobres, que possuem a camada de valência completa. Quando há grande diferença de eletronegatividade, o átomo mais eletronegativo se aproxima da maior parte dos elétrons na ligação, passando a ter características de um ânion e o elemento menos eletronegativo assume características de um cátion (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

Além da eletronegatividade, há a possibilidade de um elétron ser removido de um átomo, fornecendo energia. Esse fenômeno é a energia de ionização, descrito na seção abaixo.

2.2.2 Energia de Ionização

Ao fornecer energia para um átomo em seu estado fundamental, pode-se remover um elétron, tornando-o um cátion. A energia mínima para remoção do elétron mais distante do núcleo de um átomo no estado gasoso fundamental é chamada de energia de ionização (EI). Equação 3 (Russell, 1982).



É possível remover mais de um elétron do núcleo de um átomo. No entanto, após remover o primeiro, torna-se mais difícil e é necessário fornecer uma quantidade maior de energia para o próximo (Lee, 1971), conforme apresentado na Tabela 1:

Elemento	1ª EI (eV)	2ª EI (eV)
Li	5,39	75,62
Na	5,14	47,29
K	4,34	31,81
Rb	4,18	27,36
Cs	3,89	23,40

Tabela 1. Energias de ionização para alguns elementos do Grupo 1.

Fonte: Lee (1971, p. 40).

O tamanho do átomo, a carga nuclear efetiva e a proteção das camadas internas de elétrons são fatores que influenciam no valor da EI. Ao considerar um grupo da tabela periódica, a EI diminui de cima para baixo. Com o aumento do número atômico, aumenta-se a quantidade de elétrons internos, que blindam a carga nuclear. Assim, os átomos aumentam de tamanho, mas a carga nuclear efetiva permanece sem muita variação. O valor de EI tende a ser maior nos primeiros elementos do grupo e menor conforme se desce pelo grupo (Barros, 1992).

Outra propriedade relacionada a aspectos eletrônicos dos elementos é a afinidade eletrônica, que está descrita na seção a seguir.

2.2.3 Afinidade eletrônica

A afinidade eletrônica (E_{ae}) é definida como “a energia liberada quando um elétron se liga a um átomo na fase gás” (Atkins; Jones; Laverman, 2018, p. 58). Se o valor é positivo, a energia é liberada quando o processo ocorre, já se o valor é negativo, é necessário energia para o processo ocorrer (Atkins; Jones; Laverman, 2018). A Figura 7 mostra os valores de afinidade eletrônica em alguns grupos da tabela periódica:

	1	2	13	14	15	16	17	18
	H +73							He <0
2	Li +60	Be ≤0	B +27	C +122	N -7	O +141 -844	F +328	Ne <0
3	Na +53	Mg ≤0	Al +43	Si +134	P +72	S +200, -532	Cl +349	Ar <0
4	K +48	Ca +2	Ga +29	Ge +116	As +78	Se +195	Br +325	Kr <0
5	Rb +47	Sr +5	In +29	Sn +116	Sb +103	Te +190	I +295	Xe <0
6	Cs +46	Ba +14	Tl +19	Pb +35	Bi +91	Po +174	At +270	Rn <0

Figura 7. Afinidade eletrônica (kJ mol^{-1}).

Fonte: Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 59).

Essa propriedade não é periódica como a variação dos raios atômico e iônico, no entanto, é perceptível que as afinidades eletrônicas possuem valores mais elevados a partir do grupo 15 até o grupo 17 da tabela periódica. Já com relação aos gases nobres, seu valor de

afinidade eletrônica é negativo pois possuem a camada eletrônica completa, portanto, é necessário fornecer energia para que o processo ocorra (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

Algumas propriedades dos elementos podem estar relacionadas, em parte, com o tamanho das espécies. Na seção a seguir, está descrito o conceito de raio atômico.

2.2.4 Raio atômico

O estudo do tamanho dos átomos pode ser utilizado para tentar explicar algumas propriedades físicas como densidade, ponto de fusão e de ebulição. O tamanho do átomo é definido pelo raio atômico, sendo postulado como a “metade da distância entre os dois núcleos em dois átomos de metal adjacentes ou em uma molécula” (Chang; Goldsby, 2013, p. 337). A Figura 8 mostra as tendências de aumento do raio atômico entre os elementos representativos na tabela periódica:

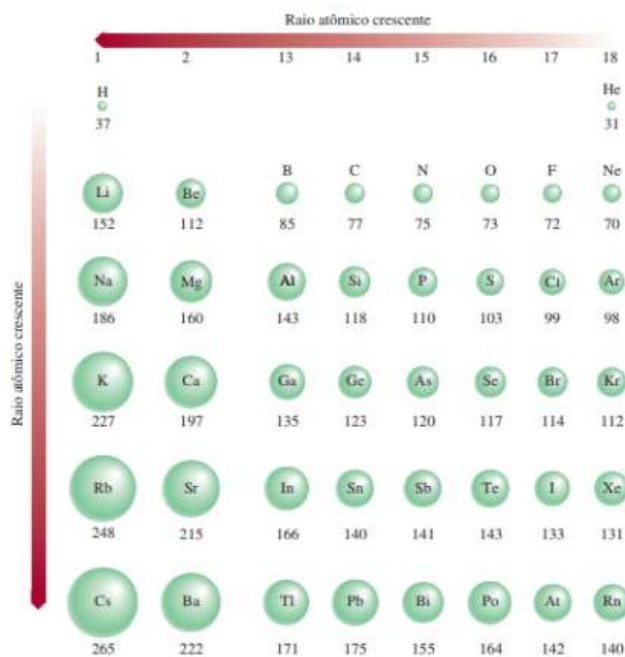


Figura 8. Raios atômicos dos elementos, em picômetros.

Fonte: Chang e Goldsby (2013, p. 337).

É possível notar, na Figura 8, que a tendência de aumento do raio atômico pode ser representada na tabela periódica. Essa tendência se dá da direita para a esquerda, em um dado período, e de cima para baixo, em um dado grupo (Chang; Goldsby, 2013).

O raio atômico, entretanto, não é válido para íons, para os quais utiliza-se o raio iônico.

remoção de um elétron do átomo, formando um cátion; enquanto o não-metal tende a ganhar elétrons e formar um ânion (Russell, 1982).

Os compostos iônicos geralmente são sólidos em temperatura ambiente, além de possuírem dureza elevada e serem quebradiços, apresentando clivagem; possuírem elevados pontos de fusão; e são bons condutores de eletricidade quando fundidos e quando dissolvidos em solventes altamente polares, (Rayner-Canham; Overton, 2015). Já em relação a solventes apolares, a dissolução não ocorre pois as interações eletrostáticas são muito pequenas (Barros, 1992).

O modelo da ligação iônica convencional propõe que os elétrons mais externos sejam transferidos do elemento de eletronegatividade mais baixa (cátion) para o elemento de eletronegatividade mais elevada (ânion), fazendo com que o cátion fique com um tamanho muito menor do que o ânion pela perda de elétrons. Sendo assim, em uma estrutura iônica, os ânions formam o arranjo e os cátions se encaixam nos espaços vazios, sendo que cada íon passando a ser circundado com o maior número possível de íons de carga oposta (Rayner-Canham; Overton, 2015).

Essa estrutura formada pelos cátions e ânions é chamada de célula unitária. A célula unitária é tida como um arranjo da menor unidade possível para um cristal, que se constitui de translações de células unitárias. Esses arranjos formados para os sólidos iônicos otimizam a atração entre cátions e ânions e minimizam a repulsão entre espécies de mesma carga (Barros, 1992).

A célula unitária agrupada em formato cúbico e compactado é chamada de cúbico de face centrada (CFC). O agrupamento possui espaços (sítios ou buracos) octaédricos e tetraédricos entre as esferas (Housecroft; Sharpe, 2013), conforme mostrado pela Figura 10:

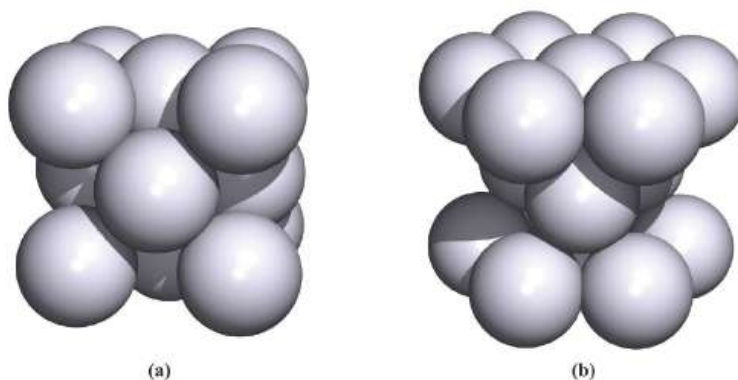


Figura 10. Célula unitária de agrupamento compacto cúbico (a) de agrupamento compacto hexagonal (b).

Fonte: Housecroft e Sharpe (2013, p. 157).

O agrupamento compacto, entretanto, não é o único possível. As esferas podem se arranjar em agrupamento cúbico de corpo centrado (CCC) com uma esfera no centro, tendo as outras minimamente afastadas entre si (Housecroft; Sharpe, 2013), conforme mostra a Figura 11:

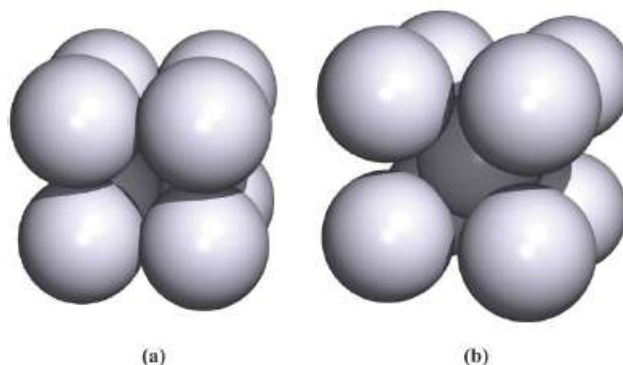


Figura 11. Célula unitária de agrupamento cúbico simples (a) e cúbica de corpo centrado (b).

Fonte: Housecroft e Sharpe (2013, p. 157).

Algumas estruturas cristalinas são mais comuns do que outras, destacando-se quatro delas: a estrutura do cloreto de sódio (NaCl); a estrutura do cloreto de cério (CsCl); a estrutura da fluorita (CaF_2) e a estrutura do rutilo (TiO_2) (Barros, 1992). A primeira pode ser vista pela Figura 12:

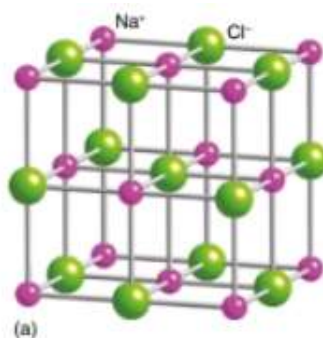


Figura 12. Estrutura cristalina do cloreto de sódio (NaCl).

Fonte: Weller *et al* (2017, p. 82).

A estrutura cristalina do cloreto de sódio, também conhecida como sal-gema. Nela, há um íon localizado no centro de um octaedro regular circundado por contra-íons nos vértices (Barros, 1992; Weller *et al*, 2017).

Já a estrutura do cloreto de cério (CsCl) pode ser vista pela Figura 13:

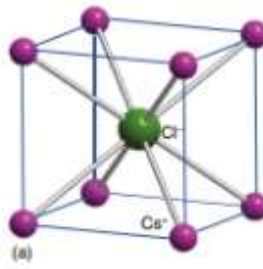


Figura 13. Estrutura cristalina do cloreto de cério (CsCl).

Fonte: Weller *et al* (2017, p. 82).

Na estrutura do cloreto de cério (cúbica), um íon fica no centro da célula. Os contra-íons estão presentes nos vértices, compartilhados pelas células vizinhas, sendo oito células adjacentes ou oito pontos de rede dos vizinhos mais próximos (Barros, 1992; Weller *et al*, 2017). A estrutura da fluorita é mostrada pela Figura 14:

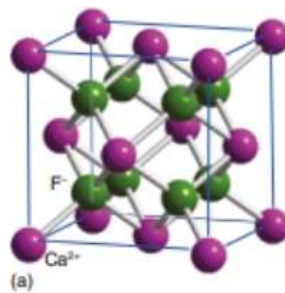


Figura 14. Estrutura cristalina da fluorita (CaF_2).

Fonte: Weller *et al* (2017, p. 84).

Na fluorita, as posições de cátions e ânions dependem da estequiometria do composto. Isso se dá pois o número de ânions é o dobro do número de cátions na estrutura, o que não permite que ambos troquem de posição (Barros, 1992). A estrutura cristalina do rutilo é demonstrada pela Figura 15:

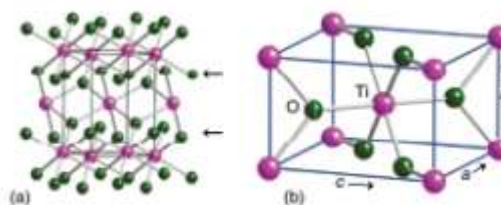


Figura 15. Estrutura cristalina do rutilo (TiO_2).

Fonte: Weller *et al* (2017, p. 85).

A estrutura cristalina representada na Figura 15 possui uma dimensão menor do que as outras duas. Além disso, as posições de cátions e ânions não são equivalentes, estando os cátions Ti(IV) rodeados por seis ânions O^{2-} (Weller *et al*, 2017). A Figura 16 elenca alguns compostos e suas estruturas cristalinas em condições padrão:

Estrutura cristalina	Exemplos*
antifluorita	K_2O , K_2S , Li_2O , Na_2O , Na_2Se , Na_2S
cloreto de cério	CsCl , TlI (baixa T), CsAu , CsCN , CuZn , NbO
fluorita	CaF_2 , UO_2 , HgF_2 , LaH_2 , PbO_2 (pressão alta, > 6 GPa)
arseneto de níquel	NiAs , NiS , FeS , PtSn , CoS
perovskita	CaTiO_3 (distorcida), SrTiO_3 , PbZrO_3 , LaFeO_3 , LiSrH_3 , KMnF_3
sal-gema	NaCl , KBr , RbI , AgCl , AgBr , MgO , CaO , TiO , FeO , NiO , SnAs , UC , ScN
rutílio	TiO_2 (um polimorfo), MnO_2 , SnO_2 , WO_2 , MgF_2 , NiF_2
esfalerita (blenda de zinco cúbica)	ZnS (um polimorfo), CuCl , CdS (polimorfo howleyita), HgS , GaP , AgI (sob alta pressão, > 6 GPa, transforma-se na estrutura do sal-gema), InAs , ZnO (pressão alta, > 6 GPa)
espinélio	MgAl_2O_4 , ZnFe_2O_4 , ZnCr_2S_4
wurtzita (hexagonal)	ZnS (um polimorfo), ZnO , BeO , AgI (um polimorfo, iodargirita), AlN , SiC , NH_4F , CdS (polimorfo greenockita)

*A substância em negrito é aquela que dá o nome à estrutura.

Figura 16. Estruturas cristalinas de alguns compostos.

Fonte: Weller *et al* (2017, p. 81).

A formação de uma ligação iônica não pode ser explicada apenas pelo balanço energético entre a energia de ionização e a afinidade eletrônica de um par iônico. Durante a atração de íons de cargas opostas, é liberada a chamada energia de rede. A energia de rede é definida por Barros (1992, p. 211) como “aquela liberada quando o número apropriado de íons gasosos é reunido para formar um mol do sólido iônico correspondente, a 0 K”. Quando considerado apenas um par de íons, a energia de rede pode ser calculada pela Equação 3:

$$E = \frac{Z_+ Z_- e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad (\text{Equação 3})$$

Na Equação 3, Z_+ corresponde à carga do cátion, enquanto Z_- corresponde à carga do ânion; e corresponde à carga do elétron ($1,6 \times 10^{-19}$ C), ϵ_0 corresponde à constante dielétrica do vácuo ($8,85 \times 10^{-12}$ C² J⁻¹ m⁻¹) e r representa a distância entre o par iônico (Barros, 1992). Já para um arranjo ordenado infinito de íons em uma célula, leva-se em consideração na Equação 3 a constante de Madelung (A), dependente da geometria do arranjo (Barros, 1992), conforme demonstra a Equação 4:

$$E = \frac{AZ_+Z_- e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad (\text{Equação 4})$$

O que a constante de Madelung faz é corrigir a equação da energia de atração e repulsão entre íons, considerando uma rede tridimensional infinita, com intensidade de interação dependente da distância (Barros, 1992).

Considerando um mol do composto iônico, pode-se utilizar a equação de Born-Landé para a determinação da energia de rede (E_r), obtendo-se um valor próximo ao valor obtido no ciclo de Born-Haber. Essa equação pode reproduzir valores termodinâmicos, além de permitir calcular a energia de rede de compostos não-existent, possibilitando a determinação de sua estabilidade (Barros, 1992). A equação de Born-Landé é representada pela Equação 5:

$$E = \frac{NAZ_+Z_- e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \left(1 - \frac{1}{n}\right) \quad (\text{Equação 5})$$

Na qual, N representa a constante de Avogadro ($6,022 \times 10^{23}$ entidades) e n representa o expoente de Born, determinado experimentalmente ou obtido a partir das aproximações de Pauling em dados sobre a compressibilidade de cristais (Barros, 1992).

Outra forma, desta vez indireta, de determinar a energia de rede é a partir de um ciclo termodinâmico, conhecido como ciclo de Born-Haber. Os termos energéticos são calculados em etapas, levando em consideração os estados inicial e final da reação, não das transformações envolvidas, seguindo a lei de Hess (Lee, 1971). A Figura 17 demonstra o ciclo de Born-Haber:

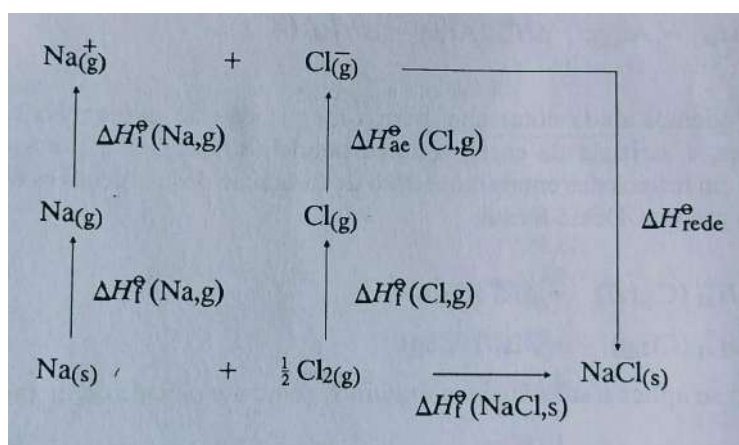


Figura 17. Ciclo de Born-Haber para o NaCl.

Fonte: Barros (1992, p. 40).

Por meio da Figura 17, é possível descrever o ciclo. O átomo de sódio passa do estado sólido para o estado gasoso (processo endotérmico) e depois, é ionizado, tornando-se um

cátion (processo endotérmico). O cloro molecular é atomizado e, depois recebe um elétron proveniente do sódio, formando o ânion cloreto (processo exotérmico) (Lee, 1971). Por fim, ocorre a formação de uma rede iônica do NaCl, o que permite que o valor de energia de rede seja calculado, por meio da Equação 6:

$$\Delta H_f^\ominus(\text{NaCl}, s) = \Delta H_f^\ominus(\text{Na}, g) + \Delta H_f^\ominus(\text{Cl}, g) + \Delta H_i^\ominus(\text{Na}, g) + \Delta H_{ae}^\ominus(\text{Cl}, g) + \Delta H_r^\ominus(\text{NaCl}, s) \text{ (Equação 6)}$$

Entende-se, assim, que apenas a soma da energia do processo de ionização do sódio e do recebimento do elétron pelo cloro não são suficientes para o processo ocorrer, visto que não é espontâneo (valor positivo). Entretanto, a formação da rede iônica é um processo altamente exotérmico, fazendo com que a energia de rede seja capaz de estabilizar o composto (Barros, 1992; Mortimer; Mol; Duarte, 1994).

O caráter covalente da ligação iônica aumenta conforme os elétrons das camadas mais externas do ânion são fortemente atraídos pelo cátion, causando distorções da nuvem eletrônica na direção do cátion (polarização). Dessa forma, os fatores que preveem a polarização são chamados de regras de Fajans, resumidos em três: *I)* Um cátion pequeno e de carga positiva alta é mais polarizador; *II)* Um ânion grande e de alta carga negativa é mais polarizável e *III)* Cátions sem configuração de gás nobre favorecem a polarização (Rayner-Canham; Overton, 2015).

A primeira regra leva em conta o aumento do comportamento covalente do cátion ao se aumentar a carga positiva do cátion, o que se pode distinguir pelo ponto de fusão. O óxido de manganês(*II*) possui ponto de fusão elevado, sendo sólido em temperatura ambiente e sua ligação é classificada como iônica, com baixa densidade de carga; enquanto o óxido de manganês(*VII*) possui baixo ponto de fusão, é um líquido em temperatura ambiente e possui elevada densidade de carga, com sua ligação sendo classificada como covalente (Rayner-Canham; Overton, 2015).

Já a segunda regra leva em consideração o tamanho. O íon fluoreto, com um raio de 117 pm, enquanto o raio do íon iodeto é de 206 pm. A ligação entre o íon fluoreto e o íon alumínio é iônica, pois não há polarização devido à seu volume pequeno, no entanto, a ligação entre o íon iodeto e o íon alumínio é covalente, pois a nuvem eletrônica do iodeto é distorcida e polarizada em direção ao íon alumínio(*III*), aumentando o compartilhamento de elétrons entre os átomos. Por fim, a terceira regra usa como exemplo o cloreto de prata, que na fase sólida é encontrado como rede cristalina e, durante o processo de fusão, forma moléculas de

haletos de prata, sendo a energia para mudar um sólido iônico para moléculas menor do que para a própria fusão do composto iônico (Rayner-Canham; Overton, 2015).

A fronteira entre o comportamento iônico e covalente em sólidos de metais e não metais pode ser exemplificada pela Figura 18:

Carga teórica do íon metálico	Tipo de ligação mais predominante
+1	Iônica, exceto para alguns compostos de lítio
+2	Iônica, exceto para alguns compostos de magnésio e berílio
+3	Covalente, exceto alguns óxidos e fluoretos dos elementos mais pesados e cátions hidratados
+4, +5	Covalente, exceto alguns óxidos e fluoretos dos elementos mais pesados e oxicações
+6	Covalente, exceto alguns óxidos e oxicações
+7, +8	Covalente

Figura 18. Tipo de ligação predominante entre metais e não-metais de acordo com a carga do cátion.

Fonte: Housecroft e Sharpe (2013, p. 77).

Em linhas gerais, os compostos iônicos possuem elevado ponto de fusão e ebulição devido às suas ligações, pois os íons interagem em todas as direções e, portanto, para fundir ou vaporizar um composto iônico, é necessário considerável energia térmica para romper com a forte atração eletrostática. Outrossim, os compostos iônicos também são duros e quebradiços, pois ao deslocar uma camada em relação à outra, forças repulsivas são geradas entre íons de mesma carga e o cristal é quebrado (Barros, 1992).

A transferência de elétrons não é a única forma de se formar uma ligação química. O compartilhamento de elétrons, base da ligação covalente, também é possível.

2.3.2 Ligação Covalente

As ligações covalentes típicas são definidas como uma ligação química na qual dois átomos compartilham dois elétrons, o que faz com que a energia deles unidos seja menor do que com os átomos separados. Em átomos polieletrônicos, os elétrons compartilhados são os elétrons de valência e cada elétron compartilhado é atraído pelos núcleos dos dois átomos formando a ligação (Chang, 2010). Uma forma de representar os átomos é por meio da representação de pontos de Lewis, conforme pode-se ver na Figura 19:

1												18					
•H	2											13	14	15	16	17	He
•Li	•Be•											•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
•Na	•Mg•	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
•K	•Ca•											•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
•Rb	•Sr•											•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
•Cs	•Ba•											•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn•
•Fr	•Ra•																

Figura 19. Representações de Lewis para os átomos do grupo principal.

Fonte: Chang e Goldsby (2013, p. 371).

Na representação de Lewis, nota-se o símbolo de cada elemento rodeado por pontos que representam os elétrons de valência dos átomos (Chang; Goldsby, 2013). A Figura 20 demonstra a representação de Lewis de uma ligação covalente, para a molécula de F_2 :

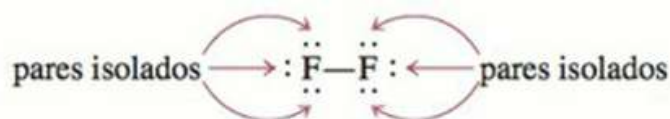


Figura 20. Representações de Lewis para uma ligação covalente.

Fonte: Chang (2010, p. 274).

Na Figura 20, nota-se a ligação covalente formada entre os dois átomos de flúor por meio do traço, representando o compartilhamento de um elétron de cada átomo. A ligação ainda pode ser representada como dois pontos entre os átomos. Além disso, os elétrons não compartilhados são representados ao redor do átomo como pontos, tratados como pares isolados (Chang, 2010).

Os pares isolados de elétrons de um átomo não participam da ligação, no entanto, são capazes de repelir os pares isolados do outro átomo, tornando possível compensar a atração dos elétrons que compõem a ligação na molécula, o que pode afetar propriedades como reatividade do composto (Atkins; Jones; Laverman, 2018). A Figura 21 traz o exemplo das ligações covalentes formadas em uma molécula de água:

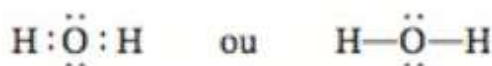


Figura 21. Ligações covalentes simples em uma molécula de água.

Fonte: Chang (2010, p. 274).

Na Figura 21, nota-se que o oxigênio possui dois elétrons isolados (um de cada lado da representação), tornando possível a formação duas ligações covalentes correspondentes; já o hidrogênio possui apenas um elétron para o compartilhamento e, assim, para a formação da ligação covalente (Chang, 2010). O compartilhamento de elétrons visa atingir a configuração mais estável de um átomo em um composto, e quando um par de elétrons é compartilhado entre dois átomos, a ligação recebe o nome de ligação covalente simples (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

Em muitos casos, no entanto, é necessário o compartilhamento de mais de um par de elétrons entre dois átomos. Dois pares de elétrons compartilhados formam uma ligação dupla, conforme é possível ver pela Figura 22 (Chang; Goldsby, 2013):

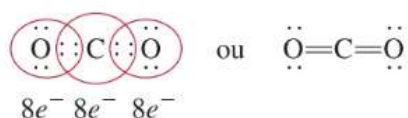


Figura 22. Ligação covalente dupla.

Fonte: Chang e Goldsby (2013, p. 381).

Já quando três pares de elétrons compartilhados formam uma ligação tripla (Atkins; Jones; Laverman, 2018). A Figura 23 demonstra a formação de uma ligação tripla:

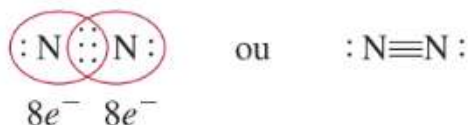


Figura 23. Ligação covalente tripla.

Fonte: Chang e Goldsby (2013, p. 381).

As ligações covalentes duplas e triplas são comumente chamadas de ligações múltiplas (Chang; Goldsby, 2013). Por meio de ligações covalentes, é possível formar moléculas discretas, como visto nas figuras anteriores, enquanto também é possível formar compostos reticulares (Atkins; Jones; Laverman, 2018), como demonstra a Figura 24:

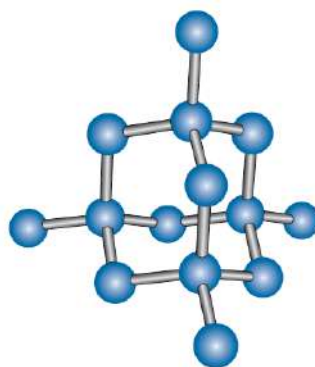


Figura 24. Arranjo dos átomos de carbono na estrutura do diamante.

Fonte: Rayner-Canham e Overton (2015, p. 48).

Na Figura 24 é possível ver que os átomos de carbono se ligam entre si por meio de ligações covalentes, que ocorrem em toda a estrutura, formando uma rede ao longo de todo o composto. Essas ligações possuem elevada força e, por isso, também possuem elevada dureza e pontos de fusão e ebulição elevados (Atkins; Jones, Laverman, 2018).

Já as moléculas, em sólidos, são mantidas unidas pelas chamadas forças ou interações intermoleculares. Essas interações, como sugerido pelo próprio nome, ocorrem entre as moléculas no estado líquido e sólido (Rayner-Canham; Overton, 2015).

As forças de dispersão de London existem em todas as ligações, polares ou apolares. Como a nuvem eletrônica de uma molécula não é completamente simétrica em todos os momentos, a distribuição de carga acumulada em uma determinada região da molécula cria um dipolo instantâneo (Barros, 1992), conforme mostra a Figura 25:

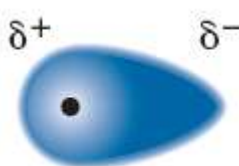


Figura 25. Dipolo instantâneo.

Fonte: Rayner-Canham e Overton (2015, p. 49).

Na Figura 25 vê-se que a nuvem eletrônica é deslocada para o lado direito, formando um dipolo negativo (δ^-) e um dipolo positivo (δ^+). Esses dipolos são capazes de induzir outros dipolos em moléculas ou átomos em proximidade, atraindo ou repelindo suas nuvens eletrônicas (Barros, 1992).

As interações entre os dipolos permanentes (dipolo-dipolo) ocorrem quando há uma elevada diferença de eletronegatividade entre dois átomos em uma ligação de uma molécula,

há a formação de uma ligação covalente polar, formando uma carga parcial negativa e uma carga parcial positiva na molécula. Essas cargas parciais atraem-se umas às outras, se orientando de modo a maximizar as interações eletrostáticas entre elas (Atkins; Jones; Laverman, 2018), conforme mostrado pela Figura 26:

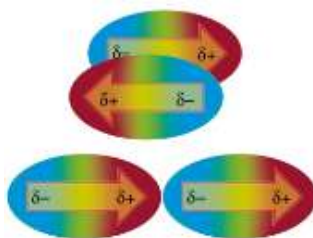


Figura 26. Dipolo permanente.

Fonte: Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 187).

Os dipolos também podem interagir com íons; um exemplo é a dissolução do NaCl em água, formando as espécies $[\text{Na}(\text{OH}_2)_x]^+$ e $[\text{Cl}(\text{H}_2\text{O})_y]^-$, hidratadas. Essas interações são chamadas de íon-dipolo. Além disso, também é possível que ocorra a interação entre dipolos e dipolos induzidos. As cargas dos dipolos orientam-se em relação aos dipolos induzidos, de forma a maximizar as interações (Barros, 1992).

Por fim, as interações intermoleculares mais intensas são as chamadas ligações de hidrogênio. Esse nome se dá pois esse tipo de interação possui uma intensidade de 5-20% próxima à observada em uma ligação covalente simples (Rayner-Canham; Overton, 2015). Nesse tipo de interação, um átomo de H encontra-se ligado a um átomo pequeno e de alta eletronegatividade, como F, O e N e é atraído por um par de elétrons isolado de um desses átomos (Atkins; Jones; Laverman, 2018). A Figura 27 mostra um exemplo de ligação de hidrogênio entre moléculas de água:

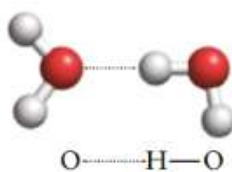


Figura 27. Ligação de hidrogênio.

Fonte: Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 192).

Pode-se ver, na Figura 27, a atração ocorrida entre o hidrogênio de uma molécula de água e o oxigênio de outra (Atkins; Jones; Laverman, 2018). Isso também ocorre quando o

hidrogênio está diretamente ligado a átomos de F e N, da mesma forma, em ordem de intensidade: $H-F > H-O > H-N$ (Rayner-Canham; Overton, 2018).

Em suma, o Quadro 1 apresenta os tipos de interações que ocorrem entre cada espécie e suas intensidades:

Quadro 1. Intensidades dos tipos de interações ocorrentes entre espécies.

Espécies	Tipo de interação	Intensidade
Compostos reticulares	Ligação covalente	Muito forte
Átomos	Ligação covalente	Muito forte
Íons	Ligação iônica	Muito forte
Íons e moléculas polares	Íon-dipolo	Forte
Moléculas polares	Dipolo-dipolo	Média
Todas as moléculas	Forças de dispersão de London	Fraca
Moléculas contendo F-H, O-H e N-H	Ligação de hidrogênio	Forte

Fonte: Adaptado de Atkins, Jones e Laverman (2018), Barros (1992); Rayner-Canham e Overton (2015).

Dessa forma, entende-se que a existência das interações intermoleculares permite a existência de agregados de moléculas. Caso contrário, as moléculas existiriam apenas na forma gasosa, isoladamente (Rayner-Canham; Overton, 2015).

A estabilização dos átomos geralmente é atribuída à problemática “regra do octeto”, que será introduzida na seção posterior.

2.3.2.1 "Regra do Octeto"

Segundo a explicação de Lewis, a estabilidade dos átomos ocorre quando este torna-se isoeletrônico com um gás nobre, por meio do compartilhamento de seus elétrons de valência. Lewis propõe a “regra do octeto”, que afirma que todos os átomos, com exceção do hidrogênio, formam ligações em busca de completar oito elétrons de valência e atingir a estabilidade máxima ou a configuração de um gás nobre, ou seja, um octeto completo (Chang, 2010). Ao se falar em “regra do octeto” dois cuidados precisam ser tomados, o primeiro é entender que o que estabiliza de fato a ligação são termos energéticos e não apenas se parecer com um gás nobre. O segundo é que o termo regra pode não ser adequado, uma vez que a maioria dos átomos não obedecem o octeto eletrônico.

e gases nobres (em verde) como o criptônio (Kr) e o xenônio (Xe) podem acomodar mais de oito elétrons em sua camada de valência (Chang, 2010).

As estruturas de Lewis não são completamente adequadas para a descrição de algumas moléculas como o íon carbonato (CO_3^{2-}). Conforme pode ser visto na Figura 29, a representação segundo Lewis sugere que as ligações são diferentes, no entanto, dados experimentais comprovam que se tratam de ligações de mesmo tamanho (Shriver; Atkins, 2010). Para superar essa limitação, foi introduzido o conceito de ressonância.

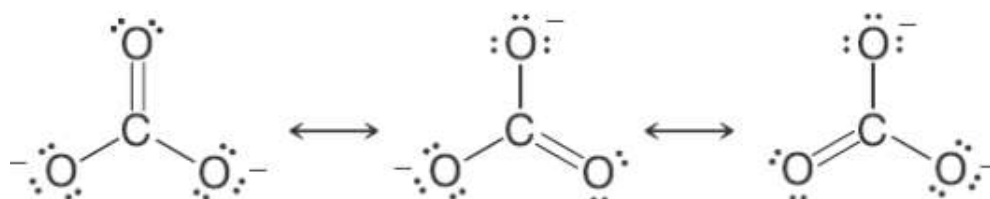


Figura 29. Estruturas de ressonância para o íon CO_3^{2-} .

Fonte: Solomons; Fryhle e Snyder (2018, p. 23).

A ressonância deslocaliza a ligação por toda a molécula e pode ser entendida como uma mistura de possíveis estruturas (que contribuem para a ressonância) para uma mesma molécula, e é representada por uma seta dupla. À estrutura mista se dá o nome de híbrido de ressonância e sua energia é menor do que a energia das estruturas isoladas (Shriver; Atkins, 2010). O híbrido de ressonância para o CO_3^{2-} é mostrado pela Figura 30:

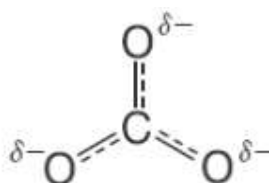


Figura 30. Estrutura do híbrido de ressonância para o íon CO_3^{2-} .

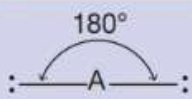
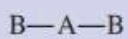
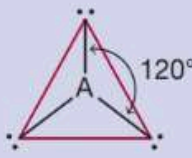
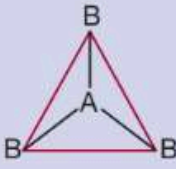
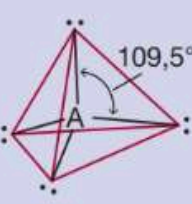
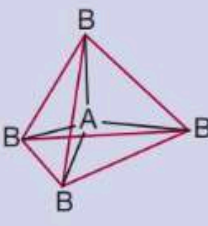
Fonte: Solomons, Fryhle e Snyder (2018, p. 23).

O modelo de Lewis é amplamente utilizado para a descrição das ligações químicas, e possui uma extensão, o modelo de repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência, descrito na seção a seguir.

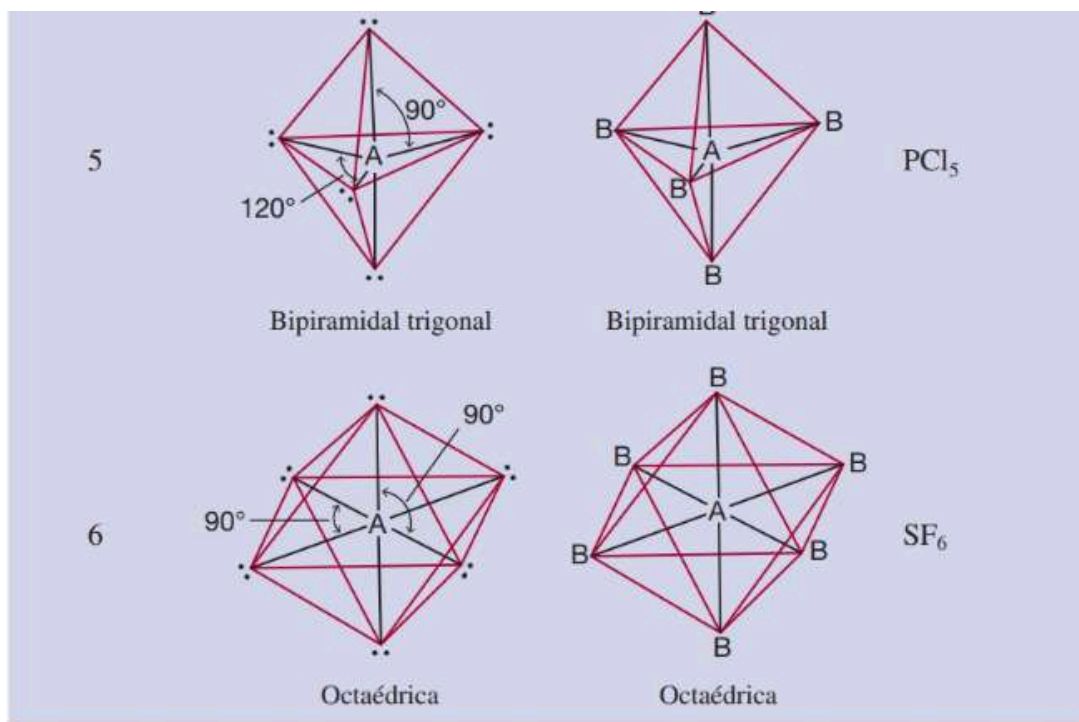
2.3.2.2 O modelo RPECV

O modelo de domínio eletrônico, também conhecido como modelo da repulsão dos pares de elétrons da camadas de valência (RPECV³) pode ser utilizado como uma extensão do modelo de Lewis e apresenta efetividade para entender a geometria das moléculas. O modelo aborda que, os pares de elétrons da camada de valência do átomo central sofrem repulsão, ficando afastados um do outro o máximo possível (Rayner-Canham; Overton, 2015).

As regiões de elevada densidade eletrônica, sejam pares de elétrons na ligação, pares isolados ou pares associados com as ligações múltiplas separam-se de modo a minimizar as repulsões causadas, resultando nos tipos de estruturas (Shriver; Atkins, 2010). Há casos de geometrias nas quais o átomo central não possui pares de elétrons isolados ao seu redor, como mostra a Figura 31:

Nº de pares de elétrons	Arranjo espacial dos pares de elétrons*	Geometria molecular*	Exemplos
2	 Linear	 Linear	BeCl ₂ , HgCl ₂
3	 Trigonal planar	 Trigonal planar	BF ₃
4	 Tetraédrica	 Tetraédrica	CH ₄ , NH ₄ ⁺

³ VSEPR - Valence shell electron pair repulsion.



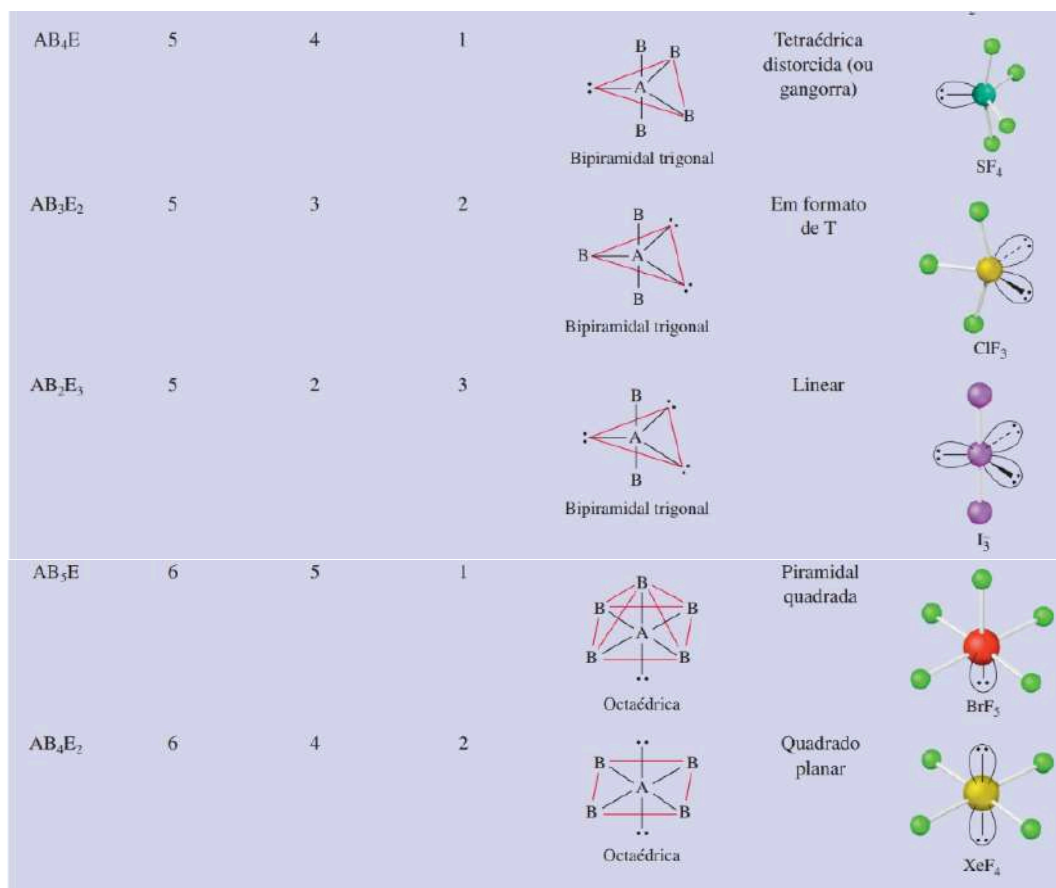
* As linhas tracejadas são utilizadas apenas para indicar as formas gerais; não representam ligações químicas.

Figura 31. Geometrias de moléculas nas quais os átomos centrais não possuem pares de elétrons isolados.

Fonte: Chang e Goldsby (2013, p. 416).

As geometrias possíveis mostradas na Figura 31 também dependem do número de átomos para possibilitar o arranjo, o qual proporciona uma determinada angulação, decorrentes das regiões de densidade eletrônica elevada (Chang; Goldsby, 2013). Outrossim, há casos de geometrias nas quais o átomo central pode ter um ou mais pares de elétrons isolados, como na Figura 32:

Tipo de molécula	Número total de pares de elétrons	Número de pares ligantes	Número de pares isolados	Distribuição espacial dos pares de elétrons*	Geometria molecular	Exemplos
AB ₂ E	3	2	1	Trigonal planar	Angular	SO₂
AB ₃ E	4	3	1	Tetraédrica	Piramidal trigonal	NH₃
AB ₂ E ₂	4	2	2	Tetraédrica	Angular	H₂O



* As linhas tracejadas são utilizadas para mostrar as formas gerais, e não as ligações.

Figura 32. Geometrias de moléculas nas quais os átomos centrais possuem pares de elétrons isolados.

Fonte: Chang e Goldsby (2013, p. 422).

A principal falha do modelo RPECV se dá em moléculas com pares de elétrons isolados. Isso ocorre pois, com a teoria, não é possível prever a magnitude da diminuição do ângulo de ligação (Shriver; Atkins, 2010).

Por ser uma expansão do modelo de Lewis, RPECV não trabalha com uma descrição mais avançada da ligação química em termos da mecânica quântica, surgindo assim a teoria de ligação de valência, descrito na seção a seguir.

2.3.2.3 Teoria de Ligação de Valência

A teoria de ligação de valência (TLV) é a primeira teoria da mecânica quântica desenvolvida para tentar explicar a ligação química. A TLV usa o conceito de orbitais, levando em consideração não apenas o elétron como uma partícula, mas também sua natureza ondulatória (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

A atração dos átomos separados é maior que a repulsão, fazendo com que a energia potencial diminua até atingir um valor mínimo, tornando-se estável e proporcionando uma superposição entre os orbitais, fazendo com que a ligação química ocorra. Se a superposição é significativa, isso implica que a ligação é mais forte (Chang; Goldsby, 2013). A Figura 33 demonstra uma superposição frontal entre os orbitais, formando uma ligação:

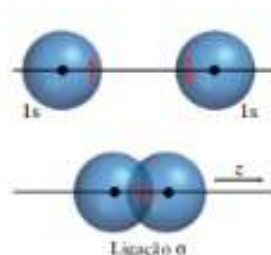


Figura 33. Superposição frontal de orbitais.

Fonte: Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 117).

A Figura 33 mostra a aproximação entre dois orbitais atômicos s , fazendo a superposição frontal dos orbitais e formando uma ligação *sigma* (σ), que possui formato cilíndricos e não possui nodos contendo o eixo internuclear. A densidade eletrônica é acumulada entre os núcleos. No caso de orbitais p , a ligação pode ser formada tanto a partir de uma sobreposição frontal, quanto lateral, dependendo do orbital utilizado. Para os orbitais p_x e p_y a ligação é formada pela superposição lateral dos orbitais atômicos, o que se chama de ligação *pi* (π), na qual as regiões de probabilidade de encontrar os elétrons encontram-se acima e abaixo do eixo internuclear, em dois lobos (Atkins; Jones; Laverman, 2018), conforme demonstra a Figura 34:

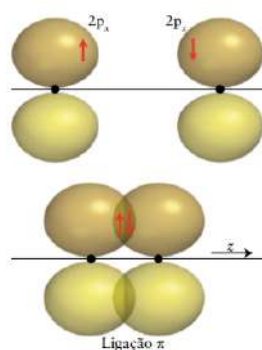


Figura 34. Superposição lateral de orbitais.

Fonte: Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 118).

A Figura 34 mostra que na ligação *pi* há densidade eletrônica em ambos os lados do eixo internuclear. A TLV propõe que ligações covalentes duplas possuem uma ligação σ e

uma ligação π , e ligações triplas possuem uma ligação σ e duas ligações π por conta do tipo de superposição dos orbitais (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

A TLV possui duas grandes falhas: a incapacidade de explicar as quatro ligações realizadas pelo carbono no estado fundamental, pois sua configuração eletrônica sugere que faça apenas duas ligações; além da incapacidade de explicar os ângulos de ligação de algumas moléculas (Shriver; Atkins, 2010). O conceito de hibridização surge como correção da TLV para superar estes problemas.

A hibridização se dá pela combinação de orbitais atômicos de um mesmo átomo que interferem entre si (Barros, 1992). Esses orbitais atômicos puros são misturados, formando a mesma quantidade de orbitais híbridos, de mesma composição e que possibilitam a formação de ligações idênticas, exceto por sua orientação espacial. A orientação espacial dá um caráter direcional à ligação, ou seja, uma amplitude da região internuclear, o que torna a ligação mais forte (Shriver; Atkins, 2010). Diferentes orbitais combinam e em sua hibridização favorecem diferentes tipos de geometria, conforme é possível observar pelo Quadro 2:

Quadro 2. Alguns orbitais hibridizados e suas geometrias.

Orbitais puros do átomo central	Hibridização do átomo central	Número de orbitais híbridos	Geometria dos orbitais híbridos	Exemplo
s, p	sp	2	Linear	BeCl ₂
s, p, p	sp ²	3	Trigonal planar	BF ₃
s, p, p, p	sp ³	4	Tetraédrica	CH ₄
s, p, p, p, d	sp ³ d	5	Bipiramidal trigonal	PCl ₃
s, p, p, p, d, d	sp ³ d ²	6	Octaédrica	SF ₆

Fonte: Adaptado de Chang e Goldsby (2013, p. 438).

Para ocorrer a hibridização é necessário o fornecimento de energia. Essa energia tem origem na energia liberada durante a formação das ligações químicas. Orbitais p ou d puros na TLV são utilizados para realizar ligações múltiplas (Chang; Goldsby, 2013).

As principais limitações da TLV estão relacionadas aos elétrons serem considerados apenas nos orbitais de átomos isolados, e não como parte da molécula. Além disso, ela não é capaz de explicar o magnetismo e nem propriedades ópticas das moléculas, sendo necessária

uma teoria mais completa para se explicar essas propriedades (Chang; Goldsby, 2013). Essa teoria é a teoria do orbital molecular.

2.3.2.4 Teoria do Orbital Molecular

A teoria do orbital molecular (TOM) é a teoria mais completa para a descrição da ligação química, de acordo com a abordagem da mecânica quântica. Nos modelos de Lewis e da TLV, os elétrons se localizam em átomos ou entre os pares de átomos (Atkins; Jones; Laverman, 2018). Por outro lado, na TOM, os elétrons de valência encontram-se deslocalizados sobre toda a molécula, não pertencendo a uma ligação apenas, mas a todos os átomos da molécula (Shriver; Atkins, 2010).

Segundo a TOM, a formação de orbitais moleculares (OMs) ocorre por meio de uma combinação linear de orbitais atômicos (CLOA) de átomos diferentes, ou seja, a soma das funções de onda de cada orbital. Assim, o número de orbitais atômicos misturados deve ser o mesmo que o número de orbitais moleculares formados (Shriver; Atkins, 2010).

As interações entre as funções de onda podem dar origem a dois tipos de interferência, construtiva e destrutiva. A primeira ocorre quando as funções de onda se somam (sinais iguais) e dão origem a um orbital ligante. A segunda surge quando as funções de onda se cancelam (sinais opostos), dá origem a um orbital antiligante (Atkins; Jones; Laverman, 2018), conforme demonstra a Figura 35:

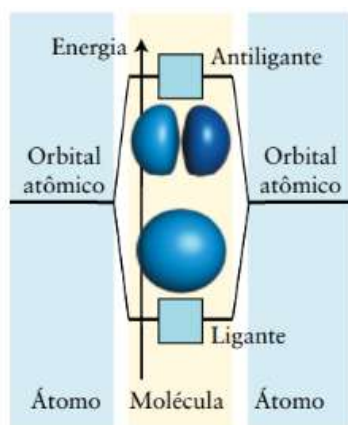


Figura 35. Formação de um orbital molecular.

Fonte: Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 128).

A Figura 35 mostra um diagrama de energia da combinação entre dois orbitais atômicos, formando um OM de menor energia (ligante) e um de maior energia (antiligante). Um orbital ligante ocupado possuirá menor energia do que os orbitais atômicos separados,

favorecendo a formação. Já um orbital antiligante, quando ocupado, a energia da molécula passará a ser maior do que a dos átomos separados (Chang; Goldsby, 2013). Denomina-se *LUMO* o orbital desocupado de menor energia e *HOMO* o orbital ocupado de maior energia (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

Os OMs podem ser classificados como σ , π ou δ , conforme mostra a Figura 36:

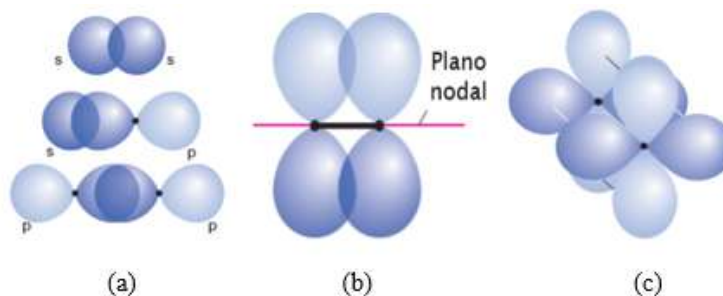


Figura 36. OMs (a) σ , (b) π e (c) δ .

Fonte: Adaptado de Shriver e Atkins (2010, p. 77 - 79).

Os OMs σ (a) podem ser formados a partir de sobreposições de orbitais atômicos s-s, s-p e p_y-p_y. Já os OMs π (b) podem ser formados a partir da sobreposição de orbitais atômicos p, e possuem um plano nodal, como indicado na Figura 36. Por fim, os orbitais δ podem ser formados por meio da sobreposição de orbitais d, possuindo dois planos nodais (Shriver; Atkins, 2010).

Os elétrons podem ser acomodados, por regra, primeiramente nos orbital de energia mais baixa e em seguida nos orbitais de energia mais elevada. Além disso, cada OM é capaz de acomodar dois elétrons, estes estando emparelhados ($\uparrow\downarrow$). Se mais de um OM de energia igual estiver disponível, os elétrons adotam spins paralelos e, só depois, se emparelham, seguindo a Regra de Hund e o princípio da exclusão de Pauli (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

A TOM possibilita saber o número de ligações que ocorrem entre os átomos em uma molécula. Isso ocorre por meio da ordem de ligação (OL), que também indica a força de uma ligação (Shriver; Atkins, 2010). A Equação 7 define a ordem de ligação:

$$OL = \frac{1}{2} (n - n^*) \quad (\text{Equação 7})$$

Na qual n representa o número de elétrons no OM ligante e n^* representa o número de elétrons no OM antiligante (Shriver; Atkins, 2010). Se o valor da OL for igual ou menor que zero, isso pode significar que a molécula não possui estabilidade e por isso pode não existir.

Da mesma forma, um valor da OL maior que zero pode indicar que a molécula existe, e isso faz com que a TOM seja capaz de prever a existência ou a inexistência de moléculas, se estas apresentam ligação ou não e se são estáveis (Chang; Goldsby, 2013).

Ao contrário do modelo de Lewis e da TLV, a TOM possibilita a explicação submicroscópica do magnetismo dos compostos. Compostos diamagnéticos são aqueles que ao serem colocados sob um campo magnético, sofrem fraca repulsão, enquanto compostos paramagnéticos são atraídos na presença de um campo magnético.

O magnetismo é definido conforme os elétrons emparelhados ou desemparelhados. Um composto paramagnético possui um ou mais elétrons desemparelhados, enquanto um composto diamagnético não possui elétrons desemparelhados. Visto que a TOM permite determinar a quantidade de elétrons desemparelhados, isso a torna compatível para explicar o magnetismo dos compostos e suprir as falhas da TLV (Barros, 1992).

A ligação química também pode ocorrer por meio do fluxo livre de elétrons em uma estrutura metálica, na ligação de caráter metálico, como descrito na seção seguinte.

2.3.3 Ligação Metálica

A ligação entre espécies metálicas ocorre de forma diferente dos outros modelos de ligações (Chang; Goldsby, 2013). Os metais não compartilham os elétrons na forma de moléculas ou de par iônico. O primeiro modelo a tratar da ligação metálica é denominado de “mar de elétrons” ou “gás de elétrons” e está apresentado na Figura 37:

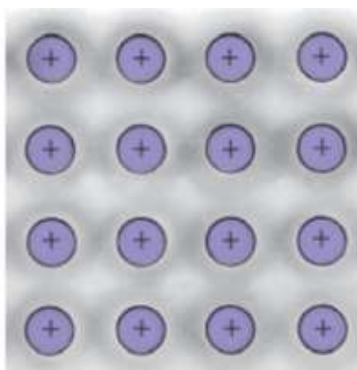


Figura 37. Modelo do mar de elétrons.

Fonte: Chang e Goldsby (2013, p. 493).

Esse modelo trata a estrutura metálica como um agrupado de cátions em um arranjo ordenado (círculos com carga positiva) envoltos em elétrons de valência deslocalizados (região acinzentada) e é conhecido como mar de elétrons. O modelo do mar de elétrons, por

por meio da movimentação de elétrons livres pela estrutura, é capaz de explicar a resistência dos metais, condução de calor e eletricidade, (Chang; Goldsby, 2013).

A ligação metálica não é direcional, explicando-se uma elevada maleabilidade (capacidade de ser transformados em lâminas) e elevada ductilidade (capacidade de ser transformados em fios) para as espécies metálicas. Essas propriedades se devem à capacidade dos átomos de deslizar uns sobre os outros devido a blindagem e fluidez proporcionada pelo mar de elétrons (Rayner-Canham; Overton, 2015).

O modelo do mar de elétrons apresenta uma abordagem qualitativa e não quantitativa para a explicação da ligação metálica. Um modelo mais abrangente pode ser proposto aplicando a TOM para metais. Esse modelo é conhecido como teoria de bandas, que propõe que, em uma estrutura metálica grande, os orbitais de n átomos se misturam e passam a ter um espaçamento tão pequeno que formam um contínuo (banda). O movimento livre dos elétrons pode ser explicado por meio da sobreposição das bandas formadas pela combinação de vários átomos, característica da estrutura metálica (Housecroft; Sharpe, 2013; Rayner-Canham; Overton, 2015).

A banda é preenchida por elétrons até certo ponto, para cada elemento. Os elétrons, ao receberem energia, podem ser elevados para os orbitais antiligantes vazios, movendo-se livremente pela estrutura metálica. É possível ver a estrutura de bandas formadas para diferentes tipos de materiais por meio da Figura 38:

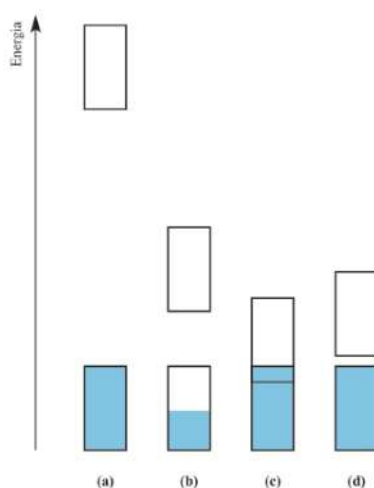


Figura 38. Estrutura de bandas formadas para (a) um isolante; (b) um metal com a banda vazia parcialmente ocupada (c) um metal com as bandas ocupada e vazia sobrepostas e (d) um semicondutor.

Fonte: Housecroft e Sharpe (2013, p. 166).

A 0 K, é chamado de nível de Fermi o orbital ocupado de energia mais alta em um metal e se localiza no centro da banda meia preenchida. Já acima de 0 K, os elétrons podem ocupar orbitais acima do nível de Fermi e deixar orbitais abaixo desocupados (Housecroft; Sharpe, 2013). Em um material isolante (a), há uma grande separação (lacuna ou *gap*), o que faz com que o elétron necessite de uma grande quantidade de energia para ser elevado até os orbitais vazios, o que impede essa passagem (Atkins; Jones; Laverman, 2018). Em um metal com a banda vazia parcialmente ocupada (b) e um metal com as bandas sobrepostas (c) permite-se que haja o fluxo de elétrons (Housecroft; Sharpe, 2013).

Esse fluxo de elétrons de uma banda ocupada (banda de valência) para uma banda desocupada (banda de condução) é o que explica a boa condutividade elétrica. Já a boa condutividade térmica pode ser explicada pelos elétrons deslocalizados capazes de transportar a energia de translação pela estrutura metálica (Rayner-Canham; Overton, 2015).

Em (d) tem-se os semicondutores. Os semicondutores são materiais que possuem uma lacuna pequena entre a banda ocupada e a banda vazia, pois essas possuem energias próximas (Atkins; Jones; Laverman, 2018). Há os semicondutores intrínsecos (como Si, Ge), nos quais alguns elétrons ocupam a banda de condução e atuam como carregadores de carga, possibilitando a condutividade elétrica (Housecroft; Sharpe, 2013). Conforme a temperatura aumenta, o número de elétrons excitados na banda superior aumenta, diminuindo a resistência do semicondutor (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

Há também os semicondutores extrínsecos, nos quais a capacidade de conduzir eletricidade é aumentada devido à adição de uma pequena quantidade de impureza (como Ga ou As). Esse processo é chamado de dopagem (Housecroft; Sharpe, 2013). Dentre estes, há os semicondutores tipo p e tipo n, conforme é possível observar na Figura 39:

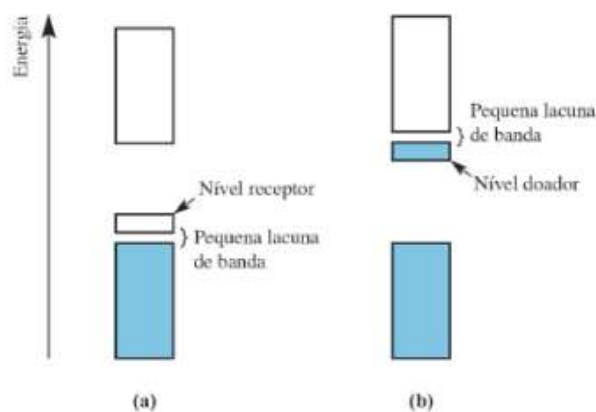


Figura 39. Estrutura de bandas formadas para semicondutor (a) tipo p e (b) tipo n.

Fonte: Housecroft e Sharpe (2013, p. 167).

Em semicondutores tipo p (positivo), a dopagem com um elemento pobre em elétrons (como o Ga) insere um pequeno nível vazio mais próximo da banda inferior, permitindo a mobilidade dos elétrons por meio destes buracos positivos (Atkins; Jones; Laverman, 2018; Housecroft; Sharpe, 2013). Já em semicondutores tipo n (negativo), a dopagem com um elemento rico em elétrons (como o As) próximo à banda superior introduz um nível ocupado (nível doador), permitindo que os elétrons se movam livremente para a banda de condução (Atkins; Jones; Laverman, 2018; Housecroft; Sharpe, 2013).

Outrossim, a teoria de bandas também permite explicar o brilho, uma das principais propriedades metálicas. O contínuo de níveis de energia em um metal permite um número de transições eletrônicas que tende ao infinito, possibilitando que um metal absorva qualquer comprimento de onda e emita neste mesmo comprimento de onda a energia ao retornar ao estado fundamental (Rayner-Canham; Overton, 2015).

Diferentes metais podem se combinar entre si em uma estrutura chamada liga, na qual os átomos são mantidos unidos por ligações metálicas. As ligações covalentes unem as moléculas formadas por pares de elementos não metálicos diferentes ou idênticos, enquanto as ligações metálicas em uma liga unem os átomos de elementos metálicos diferentes (Rayner-Canham; Overton, 2015).

Outra forma nas quais as ligações químicas podem ocorrer, além da transferência de elétrons, compartilhamento de elétrons e fluxo livre de elétrons em uma estrutura metálica é por meio de reações ácido-base de Lewis, na ligação coordenada.

2.3.4 Ligação Coordenada

Para entender o modelo de ligação covalente coordenada é necessário discutir a teoria ácido-base de Lewis. Para tanto, será realizado um pequeno apanhado das teorias que vieram antes de Lewis. As primeiras definições de ácidos e bases foram definidos com fundamentadas no sentido do paladar, sendo um ácido uma substância tida como azeda e uma base uma substância que amarra a boca (Atkins; Jones; Laverman, 2018). A água era utilizada como solvente nas reações e Svante August Arrhenius (1859 - 1927) propôs a primeira teoria ácido-base (Lee, 1971).

Segundo a definição de Arrhenius, um ácido é uma substância capaz de liberar íons H^+ em solução aquosa. Já uma base é uma substância capaz de liberar íons hidroxila (OH^-) em solução aquosa. No entanto, a teoria de Arrhenius limita-se apenas a sistemas aquosos (Lee, 1971).

Uma ampliação dessa teoria veio com a teoria de Thomas Martin Bronsted (1874 - 1936) e Nicolaus Lowry (1879 - 1947) em que cada ácido na presença de uma base pode doar um próton (H^+), enquanto uma base, na presença de um ácido, pode receber um próton. Cada substância pode atuar como ácido ou base dependendo do solvente. Um composto será um ácido se sua capacidade de doar prótons for maior do que a capacidade do solvente. Ainda assim, a teoria proposta por Bronsted-Lowry ainda se limita somente em um meio com a presença de prótons (Lee, 1971).

De acordo com a teoria de Gilbert Newton Lewis (1875 - 1946), um ácido é definido como uma substância capaz de receber pares de elétrons. Já uma base de Lewis, por outro lado, é definida como uma substância capaz de doar pares de elétrons (Lee, 1971).

Os primeiros estudos da Química de Coordenação traziam as combinações de amônia com sais de cobalto, isolado pela primeira vez no século *XVIII*. No século *XIX*, estudos mostraram que, em um composto de cobalto contendo cloro, cerca de 2/3 dos íons cloro poderiam ser precipitados na forma de cloreto de prata ($AgCl$), quando tratados com solução aquosa de íons de prata (Toma, 2013).

As teorias estruturais da época se baseavam na hipótese de August Kekulé (1829 - 1896) de que a valência seria intrínseca ao elemento e, portanto, invariante, o que possuía boa aplicação para os compostos de carbono e sua tetravalência, desconsiderando as ideias de geometria molecular ou estereoquímica. As primeiras estruturas para compostos com amônia foram propostas por Graham, na qual átomos de hidrogênio da amônia eram substituídos pelo metal, e Hoffman propôs a uma estrutura coerente com a valência (*III*) do cobalto (Toma, 2013). A estrutura proposta por Hoffman é apresentada pela Figura 40:

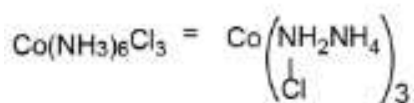


Figura 40. A estrutura de Hoffman para composto de cobalto com amônia.

Fonte: Toma (2013, p. 17).

Sophus Mads Jorgensen (1837 - 1914) apontou que a estrutura proposta por Hoffman não explicaria a diminuição da reatividade de um dos átomos de cloro quando tratado com íons de prata (Toma, 2013). Com o avanço de trabalhos sobre peso molecular, Blomstrand propôs a estrutura demonstrada pela Figura 41:

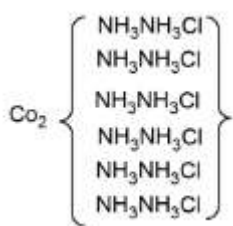


Figura 41. A estrutura de Blomstrand para composto de cobalto com amônia.

Fonte: Toma (2013, p. 18).

Jorgensen reformulou a estrutura proposta por Blomstrand para um composto com a saída da amônia. Esse composto pode ser demonstrado pela Figura 40:

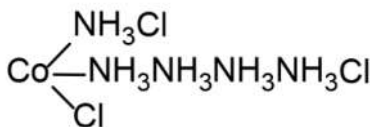


Figura 42. Estrutura de Jorgensen para o composto de cobalto com amônia.

Fonte: Toma (2013, p. 18).

Segundo ele, um átomo de cloro se ligaria diretamente ao metal e este não reagiria com os íons de prata, o que explicava o resultado experimental. A explicação de Jorgensen foi bem aceita na época até o surgimento das ideias de Alfred Werner (1866 - 1919) (Toma, 2013).

Werner abordou os conceitos de arranjos espaciais na Química e rompeu o conceito de valência de Kekulé (valência fixa ou número de oxidação) e propôs o conceito de valência secundária, sendo a capacidade de coordenação dos ligantes ao redor da espécie central, ou seja, a quantidade de ligações da espécie central com os ligantes (número de coordenação). De acordo com Werner, o átomo ou íon ocupa a região central e coordena a entrada de moléculas chamadas de ligantes, atraindo-os, acomodando-os e mantendo-os firmes ao seu redor. Dessa forma, o modelo proposto por Werner foi o de esfera de coordenação interna, definida pelos ligantes ao redor da espécie; e externa, definida por íons para contrabalancear a valência primária, soltos no espaço externo (Toma *et al*, 2014).

O modelo de esfera de coordenação de Werner é demonstrado pela Figura 43:

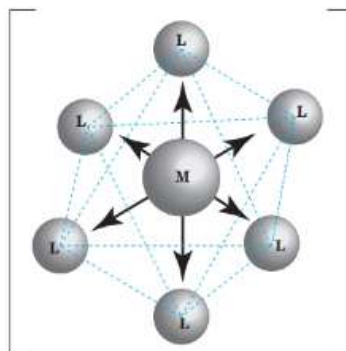


Figura 43. Modelo da esfera de coordenação.

Fonte: Toma (2013, p. 21).

Com modelo proposto por Werner, por fugir da ideia de valência primária, essa classe de compostos passou a ser chamada de complexo⁴. Ao passar dos anos e com o desenvolvimento das teorias, cunhou-se o termo composto de coordenação (Toma *et al*, 2014). Segundo Werner, a valência primária de um elemento refere-se ao seu número de oxidação (NOX), enquanto a valência secundária corresponde ao seu número de coordenação (NC) (Barros, 1992; Lee, 1971).

O experimento de Werner se baseava em adicionar íons prata (Ag^+), em excesso, em uma solução contendo cobalto e íons cloreto. O método precipitava apenas uma certa quantidade de cloretos livres em solução (contra-íons, apenas para balancear a valência primária) na forma de cloreto de prata (AgCl), sendo possível saber da existência de cloretos coordenados no metal (Toma, 2013; Weller *et al*, 2017). Um exemplo disso é a espécie $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, na qual há 6 moléculas de amônia (NH_3) coordenadas ao cobalto, e 3 íons cloreto (Cl^-) contrabalanceando as cargas positivas (Chang; Goldsby, 2013).

Assim, define-se composto de coordenação como um átomo ou íon central rodeado por moléculas ou íons capazes de existir de forma independente, chamados de ligantes (Weller *et al*, 2017). A Figura 44 mostra a estrutura de um composto de coordenação, o cloreto de tetra(amin)cobalto(III):

⁴ O termo “complexo” surgiu devido às dificuldades para se explicar as primeiras estruturas que não se adequavam à valência primária (Toma, 2013). Esse termo pode ser considerado um obstáculo epistemológico, ou uma ruptura para a construção do conhecimento (Bachelard, 1996). Um obstáculo epistemológico do tipo substancialista ocorre ao substituir a explicação correta de um fenômeno pelas características da substância específica ou ao simplificar a explicação de modo a torná-la incorreta ou incoerente (Lopes, 2007). Por isso, escolheu-se utilizar o termo “composto de coordenação” para abordar o conceito neste trabalho.

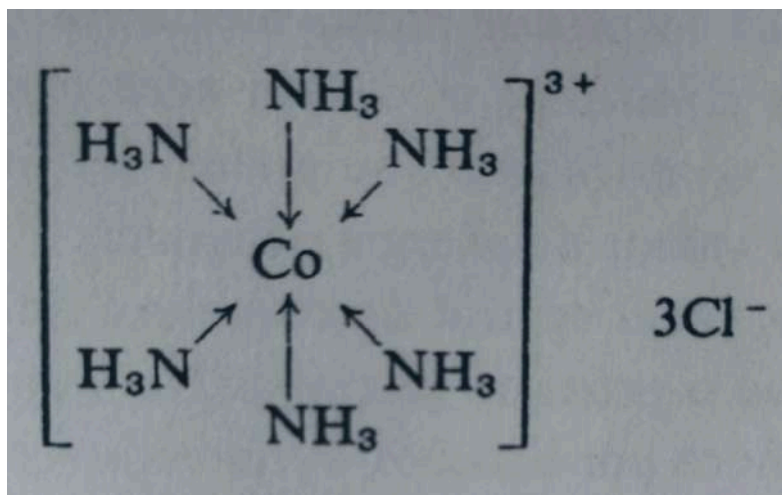


Figura 44. Estrutura de um composto de coordenação.

Fonte: Lee (1971, p. 211).

Na Figura 44 é possível observar as espécies amônia (NH_3) coordenadas ao metal (pelas setas que representam a ligação covalente coordenada). Além disso, há os íons Cl^- atuando como contra-íons, balanceando a carga positiva do íon de coordenação (Lee, 1971).

Diferentemente dos sais duplos, formados por dois cátions e um ânion ou dois ânions e um cátion - apenas existentes no estado cristalino - a formação de um composto de coordenação não se dá por meio de um retículo cristalino (Lee, 1971; Toma *et al*, 2014). A formação dos compostos de coordenação se dá por meio de reações ácido-base de Lewis, na qual um ácido de Lewis (átomo ou íon central) atua como um receptor de par de elétrons, enquanto uma base de Lewis (ligante) atua como doadora de par de elétrons (Weller *et al*, 2017). A Figura 45 mostra a ocorrência de uma reação ácido-base de Lewis:

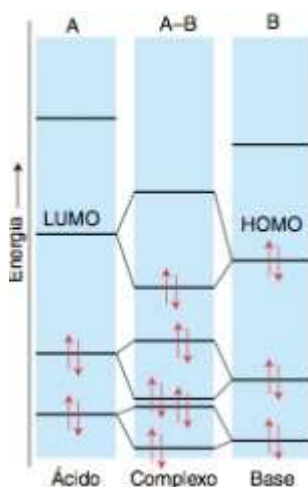


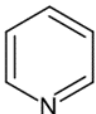
Figura 45. Formação de um composto de coordenação.

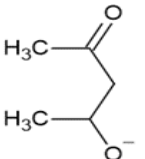
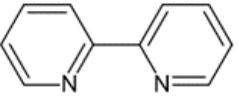
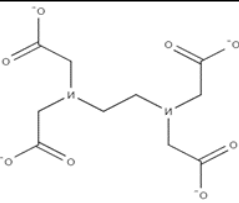
Fonte: Weller *et al* (2017, p. 132).

Na Figura 45 pode-se notar que na formação de um composto de coordenação ocorre a doação de um par de elétrons da base de Lewis para um orbital do ácido de Lewis. As bases de Lewis, em compostos de coordenação, são chamadas de ligantes, enquanto os ácidos de Lewis, são as espécies centrais (Weller *et al*, 2017).

Os ligantes podem ser classificados de acordo com a quantidade de pontos de coordenação que possui, ou seja, a quantidade de ligações que faz com a espécie central. Se um átomo apenas faz a ligação, há um único ponto de coordenação e o ligante é denominado monodentado; se dois átomos fazem a ligação, há dois pontos de coordenação e o ligante é denominado bidentado e; se há mais dois átomos fazendo a ligação e, portanto, mais de dois pontos de coordenação, o ligante passa a ser denominado polidentado (Barros, 1992). O Quadro 3 mostra alguns dos principais ligantes, seus átomos doadores e sua classificação:

Quadro 3. Classificação de alguns ligantes comuns.

Nome da espécie	Fórmula	Átomo(s) doador(es)	Sigla	Classificação
Água	H ₂ O	O	-	Monodentado
Amônia	NH ₃	N	-	Monodentado
Íon cloreto	Cl ⁻	Cl	-	Monodentado
Monóxido de carbono	CO	C	-	Monodentado
Íon cianeto	CN ⁻	C ou N	-	Monodentado
Trifenilfosfina	P(C ₆ H ₅) ₃	P	PPh ₃	Monodentado
Piridina		N	py	Monodentado
Íon carbonato	CO ₃ ²⁻	O (2 átomos)	-	Bidentado
Íon oxalato	C ₂ O ₄ ²⁻	O (2 átomos)	ox	Bidentado
Etilenodiamina	H ₂ N-CH ₂ CH ₂ -NH ₂	N (2 átomos)	en	Bidentado

Íon acetilacetato		O (2 átomos)	acac	Bidentado
2,2'-dipiridina		N (2 átomos)	dipy	Bidentado
Dietilenodiamina	$\text{NH}(\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2)_2$	N (3 átomos)	dien	Tridentado
Íon etilenodiaminotetracetato		N (2 átomos) O (4 átomos)	edta ⁴⁻	Hexadentado

Fonte: Adaptado de Barros (1992, p. 307).

O átomo doador refere-se ao átomo que faz a ligação na espécie central. A partir disso, pode-se denominar o número de coordenação (NC) da espécie central, por meio do total de átomos ligados nela (Barros, 1992).

A quantidade de ligantes determina a geometria de um composto de coordenação e, isso depende de fatores como o tamanho da espécie central e do ligante (Chang; Golsby, 2013). Em um composto de coordenação contendo 4 ligantes, destaca-se como possíveis geometrias a tetraédrica e a quadrado planar, conforme é possível observar pela Figura 46:

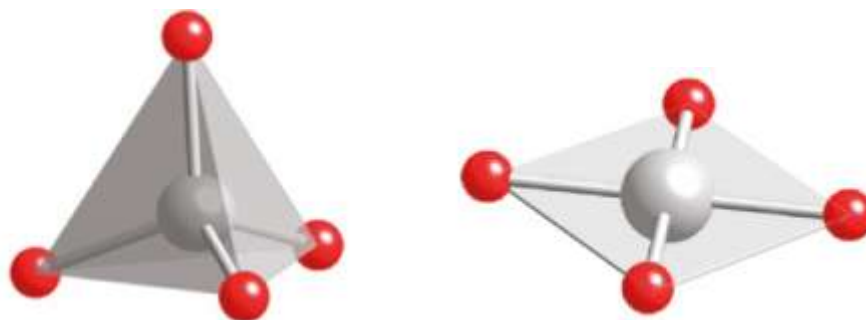


Figura 46. Geometrias tetraédrica e quadrado planar.

Fonte: Adaptado de Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 215).

Outro fator que pode favorecer essas estruturas são a existência de ligantes volumosos. Esses podem dificultar a formação de uma outra geometria para os compostos (Atkins; Jones;

Laverman, 2018). Já quando há 6 ligantes em sua estrutura, ocorre a formação de um composto de coordenação de geometria octaédrica, conforme demonstra a Figura 47:

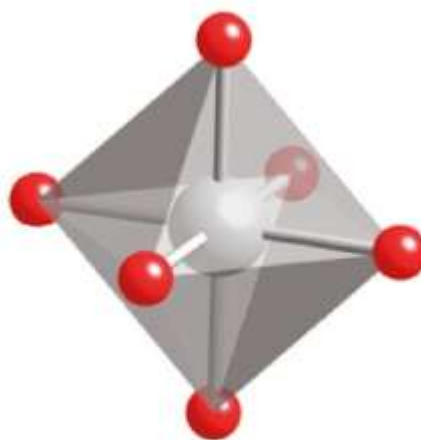


Figura 47. Geometria octaédrica.

Fonte: Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 216).

A geometria octaédrica é a mais comum para a maioria dos metais dos blocos s, p e d. Essa geometria possui elevada simetria na disposição dos ligantes na estrutura (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

A teoria do campo cristalino (TCC) surge para explicar a formação dos compostos de coordenação (Rayner-Canham; Overton, 2015). Para a TCC, cada ligante é considerado como uma carga pontual negativa; entre a qual ocorre atração eletrostática com a espécie central e repulsão entre seus elétrons (Rayner-Canham; Overton, 2015). As etapas hipotéticas de formação de um compostos de coordenação são descritas pela TCC como demonstra a Figura 48:

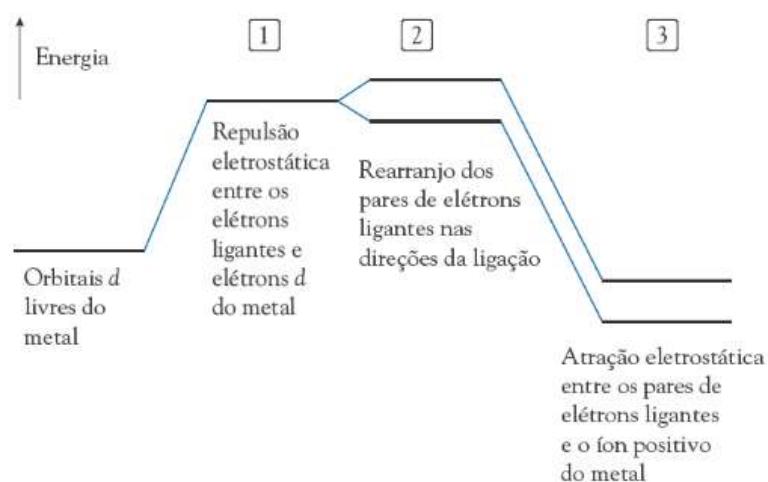


Figura 48. Etapas de formação de um composto de coordenação na TCC.

Fonte: Rayner-Canham e Overton (2015, p. 391).

A etapa 1 descreve uma aproximação dos ligantes formando uma camada esférica em torno do átomo/íon central, causando repulsão entre os ligantes (cargas pontuais negativas) e os elétrons dos orbitais d do átomo ou íon central. Já na etapa 2, ocorre o rearranjo dos ligantes de acordo com a geometria do composto de coordenação e os orbitais do átomo ou íon central ao longo da ligação aumentam essa energia, já os orbitais entre as ligações diminuem a energia. Até esse ponto, com o aumento de energia, não é favorecida a formação do composto de coordenação; entretanto, na etapa 3, há a atração entre os pares de elétrons ligantes e o átomo/íon do metal (carga positiva), o que causa a diminuição da energia e permite-se a formação do composto de coordenação (Rayner-Canham; Overton, 2015).

A TCC prevê que os orbitais d não possuem a mesma energia, ou seja, não são degenerados. Com isso, o desdobramento do campo cristalino ocorre na etapa 2, quando os orbitais assumem energias diferentes (Housecroft; Sharpe, 2013), conforme pode-se ver pela Figura 49, que demonstra o desdobramento do campo cristalino em diferentes campos:

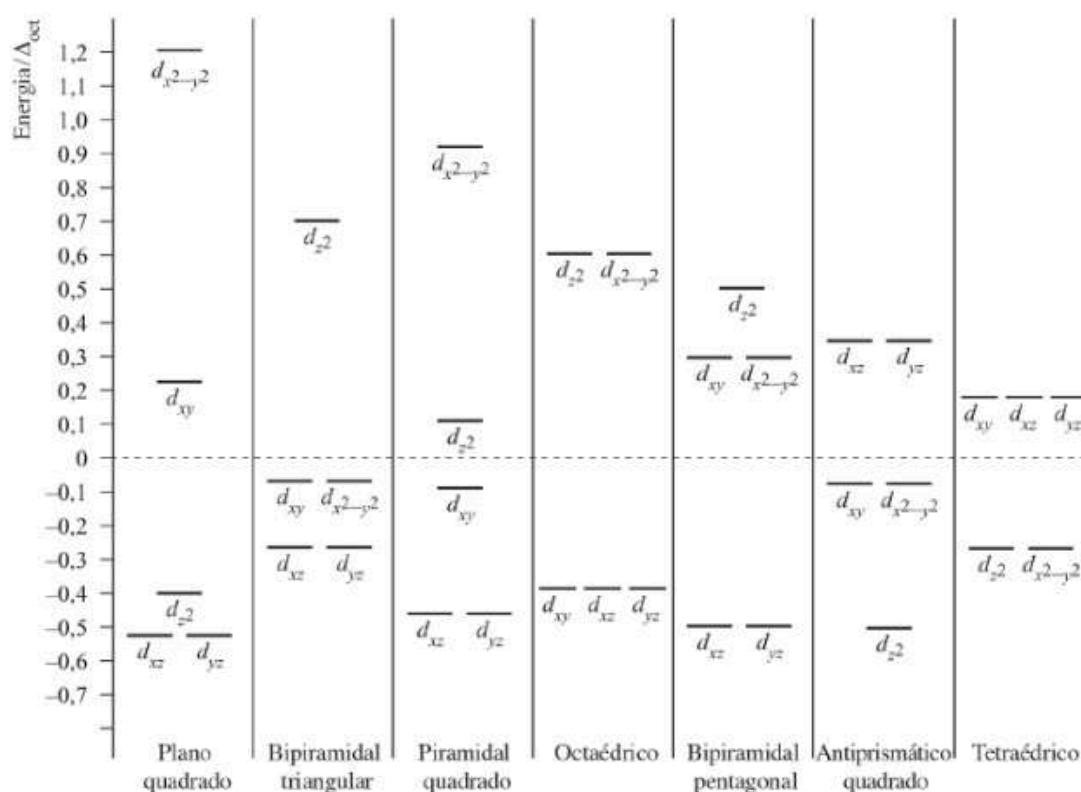


Figura 49. Desdobramento do campo cristalino para diferentes geometrias.

Fonte: Housecroft e Sharpe (2013, p. 34).

Na Figura 49 é possível observar os conjuntos de orbitais desdobrados para cada tipo de geometria. A magnitude desse desdobramento é determinada para cada geometria, e o valor numérico do desdobramento pode ser chamado de $10Dq$. Alguns fatores, como natureza

do metal, número de oxidação do metal, quantidade de ligantes e natureza dos ligantes são capazes de afetar o desdobramento do campo cristalino (Housecroft; Sharpe, 2013). A orientação dos orbitais não degenerados com a aproximação dos ligantes em um campo cristalino octaédrico é mostrado pela Figura 50:

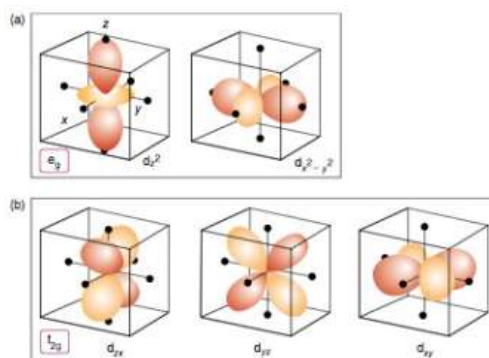


Figura 50. Aproximação dos ligantes.

Fonte: Weller *et al* (2017, p. 516).

Nota-se, no conjunto de orbitais t_{2g} , os ligantes se aproximam como cargas pontuais entre os lobos dos orbitais d, o que causa uma diminuição de energia e um favorecimento para a interação com a espécie central (Weller *et al*, 2017). Já em relação ao conjunto de orbitais e_g , os ligantes se aproximam na própria direção dos lobos dos orbitais, o que causa a repulsão eletrostática e, com isso, o aumento da energia, não favorecendo a interação dos ligantes com o átomo/íon central (Weller *et al*, 2017).

É possível organizar os ligantes de acordo com a magnitude do desdobramento que causam no campo cristalino. Isso se dá por conta de que cada ligante é capaz de afetar os orbitais d da espécie central de forma diferente. Essa organização dos ligantes é chamada de série espectroquímica (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

Os ligantes que causam um fraco desdobramento no campo cristalino, são chamados de ligantes de campo fraco. Já os ligantes que causam um forte desdobramento no campo cristalino são chamados de ligantes de campo forte. Entender a magnitude do desdobramento do campo cristalino causado pelos ligantes pode explicar a cor e o magnetismo dos compostos de coordenação devido à diferença de energia entre os orbitais e_g e t_{2g} . Por isso, é possível controlar a cor de um composto de coordenação, substituindo um ligante por outro (Atkins; Jones; Laverman, 2018). A Figura 51 mostra os ligantes de campo fraco e campo forte.

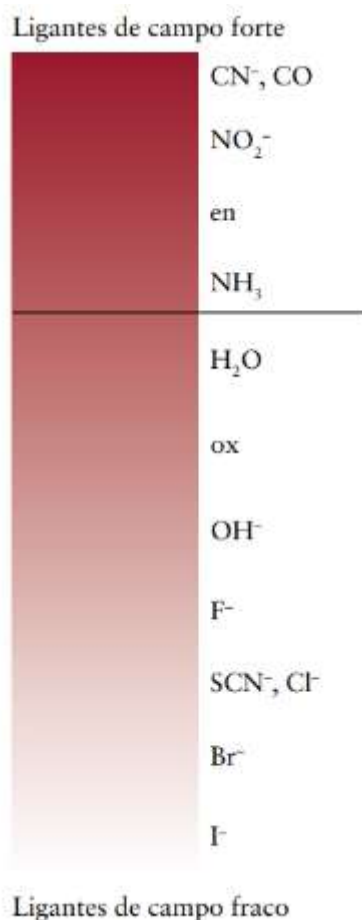


Figura 51. Série espectroquímica dos ligantes.

Fonte: Atkins, Jones e Laverman (2018, p. 735).

Na Figura 51 é possível observar, divididos por uma linha, os ligantes de campo fraco (abaixo da linha) e os ligantes de campo forte (acima da linha). Os ligantes de campo fraco levam à formação de compostos de coordenação de spin alto, devido à capacidade de seus elétrons de apresentarem seus spins paralelamente. Já os ligantes de campo forte levam à formação de compostos de coordenação de spin baixo, devido à elevada energia dos orbitais e_g , emparelhando-se com mais facilidade (Atkins; Jones; Laverman, 2018).

Os compostos de coordenação podem sofrer reações nas quais ocorrem a substituição dos ligantes por outros mais estáveis. Essa capacidade de sofrer substituição de um ligante se chama labilidade. Um ligante facilmente substituído é chamado de lábil, enquanto um ligante mais estável é chamado de não-lábil (Weller *et al*, 2017).

A TCC, uma teoria simples por considerar os ligantes como carga pontual possui limitações e, sua principal falha se dá por não ser capaz de explicar a série espectroquímica dos ligantes por não considerar o caráter covalente da ligação (Housecroft; Sharpe, 2013). O

aperfeiçoamento dessa teoria, com base na TOM, buscou introduzir as características dos ligantes, e foi chamada de teoria do campo ligante (TCL) (Toma, 2013).

As ligações químicas são abordadas classificadas em tipo, mas na realidade correspondem a uma mistura (um contínuo), como descrito a seguir.

2.3.5 O contínuo de ligações

Embora trate-se as ligações como separadas entre covalente, iônica e metálica, na maioria dos compostos, as ligações não são puramente de um único tipo, mas sim uma composição de dois tipos ou mais. Dessa forma, entende-se um contínuo de ligações, no qual baseia-se pela diferença de eletronegatividade $\Delta\chi$ entre os átomos. Quando o valor de $\Delta\chi$ tende a zero, o composto assume o comportamento de covalente puro, com elétrons compartilhados e quando o valor de $\Delta\chi$ for elevado, o composto assume o comportamento puramente iônico (Rayner-Canham; Overton, 2015).

O triângulo de van Arkel-Ketelaar é baseado na diferença de eletronegatividade⁵ $\Delta\chi$ e na eletronegatividade média ($\chi_{\text{média}}$) dos compostos binários para classificar seu tipo de ligação (Shriver; Atkins, 2010). O triângulo de ligações é demonstrado pela Figura 52:

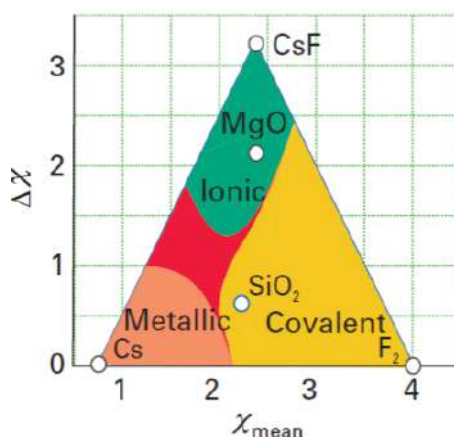


Figura 52. Triângulo de van Arkel-Ketelaar.

Fonte: Shriver e Atkins (2010, p. 66).

Na Figura 52, o triângulo mostra alguns compostos binários e o comportamento de suas ligações. Nota-se que quanto maior o valor de $\Delta\chi$, mais o composto tende ao comportamento iônico, como mostrado para o CsF. Já um composto como o Cs, um metal, encontra-se no vértice da base do triângulo, tendendo a um comportamento metálico puro, e o

⁵ O triângulo de van Arkel-Ketelaar baseia-se na escala de eletronegatividade de Allred-Rochow (Rayner-Canham; Overton, 2015).

mesmo ocorre com o F_2 , não-metais ligados entre si, tendem ao comportamento covalente puro (Shriver; Atkins, 2010).

O triângulo de van Arkel-Ketelaar foi expandido, levando em consideração as espécies covalentes reticulares e sua diferença para com as espécies covalentes moleculares para um tetraedro de ligações (Rayner-Canham; Overton, 2015). A Figura 53 mostra o tetraedro de ligações de Laing:

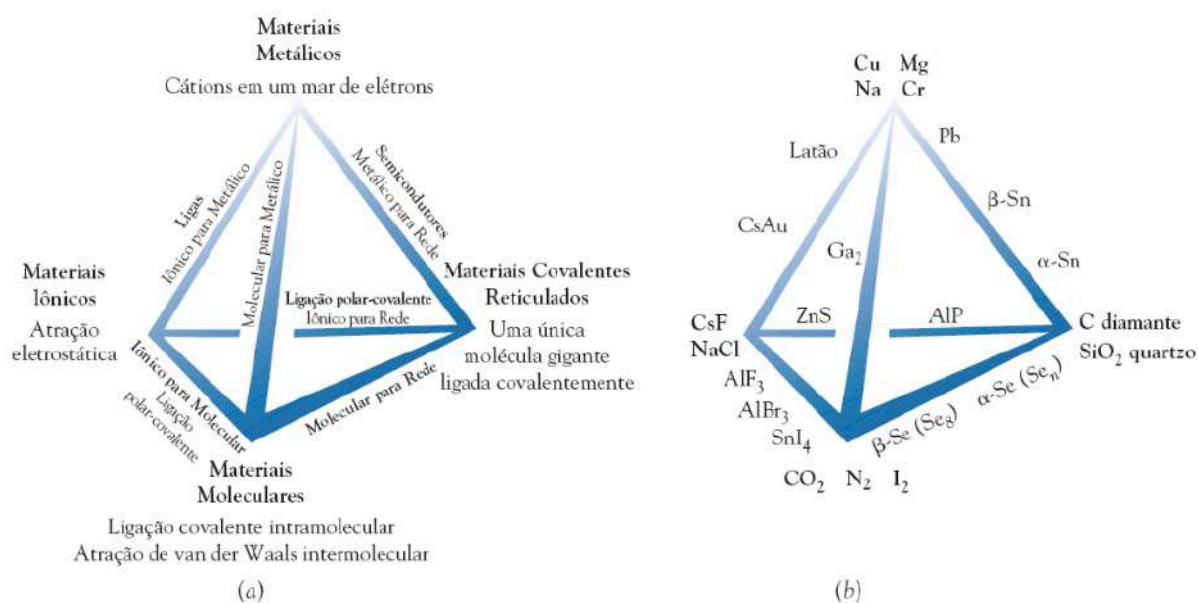


Figura 53. Tetraedro de ligações de Laing.

Fonte: Rayner-Canham e Overton (2015, p. 85).

Nota-se, na Figura 53, que algumas substâncias como ligas metálicas são dispostas nas arestas entre o caráter iônico e metálico. Já alótropos como os do estanho e do selênio encontram-se nas arestas entre metálicos e covalentes reticulares e entre covalentes reticulares e covalentes moleculares, respectivamente. Um exemplo, por meio da Figura 53, é o estanho β , com suas propriedades metálicas fracas, e o estanho α , de caráter não metálico. Ambos encontram-se na aresta entre os materiais metálicos e os materiais covalente reticulares do tetraedro, sendo o estanho α mais próximo de um composto covalente reticular e o estanho β mais próximo dos compostos metálicos (Rayner-Canham; Overton, 2015).

O triângulo de van Arkel-Ketelaar possibilita prever, por meio dos valores de eletronegatividade, qual tipo de ligação será a prevalecente em um composto binário (Shriver; Atkins, 2010). Entretanto, o triângulo é limitado por não ser possível diferenciar os tipos de ligação covalente, fazendo com que a forma mais completa de classificar os compostos seja por meio do tetraedro de Laing, isso quando se sabe seus tipos de ligações predominantes (Rayner-Canham; Overton, 2015).

As ligações químicas são um conteúdo de suma importância para a área da Química, e seu ensino é previsto para o nível médio, de acordo com o Currículo Paulista (EM13CNT202); e para o nível superior, sendo considerado pelo DCN (2001, p. 5) como um dos “principais conceitos, leis e princípios” da área da Química. Entretanto, se abordado em sala de aula de forma inadequada, pode gerar as chamadas concepções alternativas, que serão descritas na seção a seguir.

2.4 Concepções alternativas sobre ligações químicas

Menezes Leão e Kalhil (2015) definem concepções alternativas (ou concepções espontâneas) como conhecimentos dos alunos sobre fenômenos e conceitos que divergem do conhecimento científico vigente. São ditas alternativas, pois são explicações para um fenômeno que não corroboram com a ciência. Segundo as autoras, as concepções alternativas devem ser trabalhadas no ensino de ciências de modo a possibilitar o estudante a uma mudança conceitual, que será abordada mais para frente neste trabalho.

Alguns autores preferem, ainda, distinguir os conceitos concepções prévias de concepções alternativas. As concepções alternativas seriam concepções que surgem quando o aluno relaciona o seu conhecimento com o adquirido no ensino formal e concepções prévias seriam as concepções que os alunos trazem para a escola devido ao seu convívio em sociedade (Teodoro; Nardi, 2010).

Algumas concepções alternativas sobre os conceitos de ligações químicas são elencadas em uma pesquisa bibliográfica realizada por Fernandes; Campos e Marcelino (2010), conforme é possível observar no Quadro 4:

Quadro 4. Concepções alternativas sobre ligações químicas.

Tipo de Ligação	Concepções alternativas
Iônica	- Ocorre entre átomos do mesmo elemento; - É mais forte do que a ligação covalente; - Ligações iônicas fracas se quebram durante a dissolução; - Compostos iônicos têm elétrons livres quando dissolvidos, mas não no estado sólido; - A condutividade elétrica de um sal dissolvido em água depende do metal presente no sal; - A configuração eletrônica determina a quantidade de ligações

	iônicas a serem formadas; - A ligação iônica é formada somente entre átomos que doam ou recebem elétrons; - A transferência de elétrons em uma ligação iônica visa a formação de uma camada completa.
Covalente	- Os pares eletrônicos se distribuem de forma igualitária em todas as ligações; - Moléculas apolares são formadas quando os átomos possuem eletronegatividades parecidas; - O formato das moléculas é determinado pelos pares eletrônicos que não fazem parte da ligação; - Uma molécula é polar pois suas ligações são polares; - Ocorre entre um metal e um gás nobre; - O par de elétrons fica parado entre os dois núcleos; - É formada pelo resultado do compartilhamento de elétrons da camada de valência de metais e não-metais; - É formada entre um ametal e íons.
Metálica	- Não é uma ligação real, visto que não envolve o compartilhamento de elétrons; - Sólidos metálicos são de natureza molecular; - Ligações metálicas envolvem interações intermoleculares; - Cargas positivas em compostos metálicos não são cátions, mas sim núcleos; - Os elevados pontos de fusão e ebulição dos metais são por conta das características iônicas; - Ocorre por meio do compartilhamento de elétrons e é parecida com a ligação iônica; - As ligações em metais maleáveis são fracas.

Fonte: Adaptado de Fernandes, Campos e Marcelino (2010).

Fernandes, Campos e Marcelino (2010) ressaltam o caráter abstrato do conteúdo de ligações químicas e destacam a necessidade de elaboração de estratégias didáticas que permitam que os estudantes possam compreender o conteúdo nos níveis: teórico, fenomenológico e representacional. Ademais, pode-se destacar que é uma temática

desenvolvida, essencialmente, por meio de modelos, o que dificulta o entendimento dos alunos.

Além das concepções alternativas, também podem aparecer no processo de ensino e aprendizagem os obstáculos epistemológicos, que estão descritos na seção a seguir.

2.5 Obstáculos epistemológicos sobre ligações químicas

Um obstáculo epistemológico é definido como um entrave para a construção do conhecimento científico. Segundo Bachelard (1996), os obstáculos aparecem conforme o desenvolvimento histórico da ciência, e na educação, na forma de barreiras que dificultam que os estudantes compreendam o conhecimento científico (Lopes, 2007). Dentre esses, destacam-se quatro tipos: obstáculos animistas; obstáculos realistas; obstáculos verbais e obstáculos substancialistas.

Um obstáculo epistemológico animista pode ocorrer ao se atribuir vida à uma entidade ou fenômeno inanimado, geralmente, trazendo como base o ser humano e comparando suas vontades e atitudes com os fenômenos observados por meio de metáforas. Por outro lado, um obstáculo epistemológico realista pode ocorrer ao tentar se relacionar uma explicação com a realidade material, não se abstraindo o suficiente, ou seja, atribuindo-se que uma propriedade macroscópica ocorre da mesma forma nas partes submicroscópicas em si (Bachelard, 1996; Lopes, 2007).

Um obstáculo epistemológico verbal pode ocorrer quando há o desconhecimento dos conceitos, não levando em consideração ou não se atentando aos diferentes sentidos para um mesmo termo, concebidos no conhecimento científico e no senso comum. Já um obstáculo epistemológico substancialista pode ocorrer ao se substituir a explicação correta de um fenômeno pelas características de uma única substância, em específico (Bachelard, 1996; Lopes, 2007).

Marques (2015) faz um levantamento sobre os obstáculos epistemológicos, dentre os quais se destacam alguns sobre o conteúdo de ligações químicas. Esses obstáculos, relacionados às ligações, estão presentes no Quadro 5:

Quadro 5. Obstáculos epistemológicos elencados acerca de ligações químicas.

Obstáculos epistemológicos sobre ligações químicas
- Na ligação covalente os átomos usam os elétrons em parceria; - Os gases nobres já nascem estáveis e têm pouca vontade de se unir a outros elementos;

- A nuvem de elétrons funciona como uma ligação metálica, mantendo os átomos unidos;
- Semelhante dissolve semelhante.

Fonte: Adaptado de Marques (2015).

É possível ver, no Quadro 5, que os obstáculos citados derivam da atribuição de ações de seres vivos às entidades (nos dois primeiros), de se substituir a explicação correta de um fenômeno pelas características de uma substância (no terceiro), além da falta da abstração necessária ao se explicar um fenômeno (no último) (Marques, 2015).

O conhecimento científico é sempre conhecido já tendo a noção de um conhecimento anterior (o que se pensa saber). Isso faz com que os obstáculos epistemológicos nunca sejam, de fato, superados. Nesse processo de construção do conhecimento, Bachelard vê a importância da utilização de imagens e metáforas para se chegar ao conhecimento abstrato. Entretanto, precisam ser desconstruídos para a construção do conhecimento científico, concretizando o abstrato (Bachelard, 1996; Lopes, 2007).

2.6 Perfil Conceitual sobre ligações químicas

O modelo que lida com as concepções dos estudantes para transformá-las em conceitos científicos é chamado de mudança conceitual. A mudança conceitual é definida como as dimensões do processo pelos conceitos, representações coletivas que encontram-se organizados em um grupo, mudando para outro grupo, que não é consistente com o primeiro (Mortimer, 1995). O processo de mudança conceitual pode ser demonstrado pela Figura 54:



Figura 54. Processo de mudança conceitual.

Fonte: Baltieri (2020, p. 16).

Como visto na Figura 54, quando uma concepção passa a ser questionada, a partir da exploração mais a fundo de um conceito, há o surgimento de uma nova ideia que pode resolver o problema e abrir a possibilidade para novamente ocorrer a exploração sobre o conceito. Esse modelo aborda como as concepções apresentadas pelos estudantes são mutáveis ao decorrer do processo de ensino e aprendizagem (Baltieri, 2020).

Os conceitos podem ser categorizados de acordo com os contextos específicos em que as palavras são utilizadas, configurando diferentes esferas do conhecimento. Todas essas esferas coexistem em diferentes tipos de realidade (Mortimer, 1995).

Bachelard (1978), por outro lado, mostra que uma única corrente filosófica não é capaz de comportar e descrever todas as diferentes formas de pensar em um conceito. Segundo o autor (1978, p. 24):

Bastou um conceito para dispersar as filosofias, para mostrar que as filosofias parciais se debruçavam apenas sobre um aspecto, esclareciam apenas uma face do conceito. Temos agora uma escala polêmica suficiente para localizar os diversos debates da filosofia científica, para impedir a confusão dos argumentos.

Isso é chamado, por Bachelard, de perfil epistemológico. Cada indivíduo possui um perfil epistemológico sobre um conceito científico, e suas categorias são: a realista ingênua, que abrange noções do senso comum; a empirista, que abrange noções do uso de medidas empíricas; a racionalista clássica, que se relaciona com noções já desenvolvidas não apenas com base na experiência empírica; a racionalista moderna, que aborda noções mais complexas; e, por fim a racionalista discursiva ou dialética, que representa os avanços e regressos do conhecimento científico (Bachelard, 1978). Além desses, surge também o essencialismo de Lakoff, no qual o pensamento e a fala são capazes de conferir propriedades essenciais à cada coisa (Baltieri, 2020). A Figura 55 é apresentado como o perfil epistemológico é arranjado em um caso para um conceito específico:



Figura 55. Exemplo de perfil epistemológico.

Fonte: Bachelard (1978, p. 25).

Na Figura 55, é possível notar a intensidade de cada zona do perfil epistemológico. É possível atribuir esse fator às experiências de cada indivíduo. Nesse caso a zona do racionalismo clássico, a mais intensa, é mais forte para esse indivíduo em relação ao conceito abordado, enquanto, a zona do racionalismo discursivo, a menos intensa, é menos forte nesse indivíduo em relação ao conceito abordado (Bachelard, 1978).

O perfil conceitual, baseado no perfil epistemológico, busca tratar mudanças de pensamentos de um indivíduo que ocorreram por meio do ensino e é definido por Mortimer (1995, p. 273) como “um sistema superindividual de formas de pensamento”. O perfil conceitual depende do contexto e da experiência adquirida do indivíduo. É permitido ensinar um conceito em uma das zonas do perfil conceitual, sem passar pela anterior, desde que uma das formas do conceito não configure em um obstáculo. Nesse caso, é necessário desenvolver o conceito de forma mais complexa para superar essa contradição, ou seja, explicá-la (Mortimer, 1995).

As concepções alternativas podem ser utilizadas para identificar o conceito, tal qual a história da ciência, entendendo o desenvolvimento científico para também entender as características do conceito, nos níveis menos avançados e nos mais avançados. O processo de ensino aborda as especificidades epistemológicas e ontológicas em cada zona do conceito específico a ser ensinado (Mortimer, 1995).

São considerados dois principais momentos do processo de ensino. O primeiro se refere à aquisição do conceito abordado em uma zona específica. O papel do professor é elucidar as relações entre teoria e prática, identificando os obstáculos no caminho e minimizando-os. O segundo momento diz respeito ao estudante entender seu próprio perfil, comparando as diferentes zonas e entendendo as limitações de suas concepções e comparando-as criticamente (Mortimer, 1995).

Com base nisso, Baltieri (2020) apresenta uma proposta de perfil conceitual para o conceito de ligação covalente. Na zona animismo, a ligação covalente é antropomorfizada, ou seja, relacionada com características humanas que impõem que as entidades gostam de se ligar. Enquanto isso, no realismo, há uma dependência em sua definição, visto que geralmente é definida a partir das espécies que a compõem (metais, ametais, íons). No realismo, ainda, a ligação é vista como uma força que une as espécies, ou vista como apenas um tipo de ligação química. Outrossim, de forma mais material, a ligação covalente é vista como um algo concreto mutável de forma macroscópica, enquanto é vista de forma isolada, unindo os átomos sem influências externas. Por fim, no realismo a ligação covalente também é vista

como inexistente, não havendo preocupação ou motivo em considerar a conectividade entre os átomos (Baltieri, 2020).

Na zona essencialismo, a ligação covalente é vista como um par de elétrons, enquanto na zona empirismo, a ligação é uma forma que absorve ou libera energia ou uma propriedade representada por um valor numérico por meio da valência. Na zona racionalismo clássico, a ligação covalente é vista como a única possível, além de ser uma das etapas dos outros tipos de ligação (iônica e metálica). Além disso, ainda na zona racionalismo clássico, a ligação covalente é vista como propriedade dos elétrons ou dos átomos, que controlam as propriedades da ligação (Baltieri, 2020).

Na zona racionalismo moderno, a ligação covalente não se limita somente aos elétrons ou núcleos, mas é um sistema complexo envolvendo todos os elétrons e todos os núcleos de todas as espécies. Ainda nessa zona, a ligação covalente é vista como direcional com orbitais bem localizados, ou ainda como a própria hibridização, que favorece a formação das ligações. Por fim, no racionalismo dialético, a ligação covalente é vista como um sistema de mais orbitais estabilizantes do que orbitais desestabilizantes para a molécula, ou pela formação de um orbital deslocalizado, que ainda pode ser considerado idêntico à sua ilustração (Baltieri, 2020).

O desenvolvimento de um perfil conceitual sobre os conceitos de ligações químicas é importante para se entender as diferentes formas de pensamento acerca do tema, comportando as mudanças de pensamento de um indivíduo. Neste trabalho, o perfil conceitual contribui para a proposta do jogo, entendendo as diferentes zonas dos conceitos.

3 OBJETIVOS

3.1 Objetivo Geral

O objetivo geral desta pesquisa foi desenvolver um jogo educacional de perguntas e respostas com o tema ligações químicas, para ser utilizado por professores tanto do ensino médio, quanto do ensino superior.

3.2 Objetivos Específicos

Para alcançar o objetivo geral de pesquisa, desdobrou-se este em quatro objetivos específicos:

- I) Realizar uma revisão narrativa sobre os conceitos de jogos no Ensino de Química e sobre os conceitos de Ligações Químicas;*
- II) Elencar quais conteúdos são fundamentais para que os alunos aprendam sobre os conceitos de ligação química no ensino médio e superior, a partir de livros didáticos e de professores especialistas na área;*
- III) Elaborar um produto educacional, na forma de jogo didático de perguntas e respostas, para o Ensino de Química, utilizando como metodologia um modelo da Unidade Didática Multiestratégica;*
- IV) Avaliar o jogo desenvolvido em termos do que a literatura exige para um bom jogo educacional.*

4 PROCEDIMENTOS METODOLÓGICOS

4.1 Levantamento dos principais conceitos sobre ligações químicas que foram utilizados no jogo

Para elencar quais são os conteúdos basilares e fundamentais que os alunos devem saber sobre o conceito de ligações químicas foram desenvolvidas duas estratégias: *I)* Coleta de dados com três professores universitários especialistas sobre quais os principais conteúdos a serem trabalhados em um curso sobre ligações químicas no ensino médio e superior; *II)* Levantamento, em livros didáticos, sobre os principais conteúdos que os alunos devem aprender sobre ligações química.

A coleta de dados foi realizada por meio de um instrumento com uma seção sobre os conceitos essenciais para cada tipo de ligação química no ensino médio e outra para o ensino superior, entregue aos professores universitários especialistas (Apêndice A). No Quadro 6 é apresentada uma síntese dos conteúdos elencados pelos 3 professores colaboradores.

Quadro 6. Conteúdos elencados pelos 3 professores colaboradores acerca de ligações químicas.

	Ligações	Colaborador 1	Colaborador 2	Colaborador 3
Ensino Superior	Covalente	- História do desenvolvimento da teoria; - Conceito de camada de valência; - Estrutura de pontos de Lewis; - Balanço energético átomo livre - átomo ligado; - Conceito de compartilhamento de pares de elétrons; - Conceito de carga formal; - “Regra do octeto”; - Exceções da “regra do octeto”; - Conceito de ressonância; - Geometria molecular e dos pares de elétrons; - Polaridade e	- Compartilhamento de par de elétrons; - Ligações (2 centros, 2 elétrons); - A “regra do octeto”; - Hipervalência e hipovalência; - Carga formal; - Número de oxidação; - Conceito de eletronegatividade; - Modelos de eletronegatividade; - Ressonância; - Ligações simples e múltiplas; - Ligações <i>sigma</i> e <i>pi</i>; - Combinação linear de orbitais atômicos; - Classificação dos elementos químicos; - Teoria da ligação de valência (TLV); - Hibridização - Densidade eletrônica de ligações; - Teoria do orbital	- Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV); - Teoria do campo cristalino (TCC); - Teoria do campo ligante (TCL); - Teoria do Orbital Molecular (TOM).

		vetor momento de dipolo; - Teoria dos ligantes de valência (TLV); - Hibridização; - Sobreposição orbital sigma e pi. - Teoria do orbital molecular para moléculas diatômicas homonucleares e heteronucleares; - Conceito de orbitais moleculares; - Combinação de funções de onda; - Orbitais <i>HOMO</i> (<i>Highest Occupied Molecular Orbital</i>) e <i>LUMO</i> (<i>Lowest Unoccupied Molecular Orbital</i>); - Ordem de ligação; - Magnetismo. - Substância covalentes reticulares; - Limitações e potencialidades de cada teoria; - Contínuo de ligação.	molecular (TOM); - Ordem de ligação; - Energia potencial eletrônica; - <i>Bond energy dissociation (BED)</i> - Comprimento de ligação; - Ângulos de ligação; - Polaridade de ligação; - Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV); - Geometria molecular.	
	Iônica	- História do desenvolvimento da teoria; - Propriedades de sólidos iônicos; - Conceitos de cátions e ânions; - Regras de Fajans; - Conceito de carga iônica e número de oxidação (NOX); - Forças de Coulomb; - Retículos cristalinos;	- Classificação dos elementos químicos; - Eletronegatividade (x); - Diferença de eletronegatividade ($\Delta x > 1,6$); - Tipos de sólidos cristalinos; - Reticulo cristalino; - Entalpia de retículo; - Formação de íons; - Configuração de valência de gases nobres; - Semi-reações	- Energia e distância de ligação; - Frequências vibracionais; - Distribuição espacial de carga e energia.

		- Conceito de energia de rede; - Conceitos envolvidos na constante de Madelung; - Equação de Born-Landé; - Ciclo de Born-Haber; - Sólidos não-estequiométricos; - Sais hidratados.	- oxidação e redução; - Número de oxidação (NOX); - Energia de ionização e afinidade eletrônica; - Lei de Hess; - Ciclo de Born-Haber; - Equação de Kapustinskii; - Constante de Madelung; - Triângulo de Ketelaar; - Regras de Fajans.	
	Metálica	- História do desenvolvimento da teoria; - Propriedades de sólidos metálicos; - Modelo do mar de elétrons; - Estrutura de bandas; - Condutores, semicondutores (intrínsecos e extrínsecos) e isolantes; - Estrutura e empacotamento em sólidos metálicos; - Ligas; - Partículas nanométricas metálicas; - Limitações e abrangências de cada teoria.	- Tipos de sólidos cristalinos; - Reticulo cristalino; - Empacotamento denso de esferas rígidas; - A estrutura dos sólidos metálicos; - A entalpia de coesão e de sublimação; - Classificação dos elementos químicos; - Modelo do mar de elétrons; - Combinação linear de orbitais atômicos; - Teoria do orbital molecular; - Teoria de bandas; - Bandas de valência e de condução; - Nível de Fermi; - Densidade de estados; - Condutividade elétrica; - Condutividade térmica.	- Energia e distância de ligação; - Frequências vibracionais; - Distribuição espacial de carga e energia; - Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV); - Teoria do Campo Cristalino (TCC); - Teoria do campo ligante (TCL); - Teoria do Orbital Molecular (TOM); - Teoria de bandas; - <i>HOMO (Highest Occupied Molecular Orbital)</i> e <i>LUMO (Lowest Unoccupied Molecular Orbital)</i>; - Nível de Fermi; - Brilho; - Cor; - Condutividade térmica; - Condutividade elétrica; - Ductilidade; - Maleabilidade.
	Covalente	- História do	- Definições	- Modelo de

	coordenada	desenvolvimento da teoria; - Conceitos de ácidos e bases de Lewis; - Conceito de coordenação; - Valência primária e secundária; - Tipos de ligantes; - Nomenclatura de compostos de coordenação; - Isomeria em compostos de coordenação; - Geometria; - Teoria dos ligantes de valência para compostos de coordenação (TLV); - Teoria do campo cristalino (TCC); - Teoria do orbital molecular aplicada à compostos de coordenação; - Magnetismo e propriedades óticas em compostos de coordenação; - Compostos de coordenação aplicados na catálise; - Organometálicos; - Substituição de ligantes em compostos de coordenação; - Compostos de coordenação com lantanídeos e suas propriedades.	ácido-base; - Modelos ácido-base; - Ácidos e bases de Lewis; - Formação de aduto de Lewis; - Combinação linear de orbitais atômicos; - Teoria da ligação de valência (TLV); - Hibridização; - Teoria do orbital molecular (TOM); - Ordem de ligação; - Ligações <i>sigma</i> e <i>pi</i>; - Doadores <i>sigma</i>; - Doadores e aceptores <i>pi</i>.	repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV); - Teoria do campo cristalino (TCC); - Teoria do campo ligante (TCL); - Teoria do Orbital Molecular (TOM).
Ensino Médio	Covalente	- História do desenvolvimento da teoria; - Conceito de camada de valência; - Estrutura de	- Compartilhamento de par de elétrons; - Ligações (2 centros, 2 elétrons); - Regra do octeto; - Eletronegatividade; - Polaridade de	- Estrutura atômica (prótons, nêutrons e elétrons); - Número atômico; - Distribuição eletrônica em níveis de energia;

		pontos de Lewis; - Balanço energético átomo livre - átomo ligado; - Conceito de compartilhamento de pares de elétrons; - Conceito de carga formal; - “Regra do octeto”; - Exceções da “regra do octeto”; - Conceito de ressonância; - Geometria molecular e dos pares de elétrons; - Polaridade e vetor momento de dipolo; - Contínuo de ligação; - Substância covalentes reticulares; - Limitações e potencialidades de cada teoria;	ligação; - Ressonância; - Ligações simples e múltiplas; - Ligações <i>sigma</i> e <i>pi</i>; - Geometria molecular.	- Distribuição eletrônica de Pauling; - Tabela periódica; - Periodicidade e propriedades periódicas; - Raio atômico.
	Iônica	- História do desenvolvimento da teoria; - Propriedades de sólidos iônicos; - Conceitos de cátions e ânions; - Conceito de carga iônica e número de oxidação (NOX); - Forças de Coulomb; - Retículos cristalinos; - Conceito de energia de rede; - Ciclo de Born-Haber.	- Classificação dos elementos químicos; - Eletronegatividade; - Formação de íons; - Configuração de valência de gases nobres; - Semi-reações de oxidação e redução; - Número de oxidação (NOX); - Energia de ionização e afinidade eletrônica.	- Estrutura atômica (prótons, nêutrons e elétrons); - Número atômico; - Distribuição eletrônica em níveis de energia; - Distribuição eletrônica de Pauling;

	Metálica	- História do desenvolvimento da teoria; - Propriedades de sólidos metálicos; - Modelo do mar de elétrons; - Condutores, semicondutores e isolantes; - Estrutura e empacotamento em sólidos metálicos; - Ligas; - Limitações e abrangências de cada teoria.	- Classificação dos elementos químicos; - A entalpia de coesão e de sublimação; - O modelo do mar de elétrons; - Condutividade elétrica e condutividade térmica.	- Estrutura atômica (prótons, nêutrons e elétrons); - Número atômico; - Distribuição eletrônica em níveis de energia; - Distribuição eletrônica de Pauling; - Tabela periódica; - Periodicidade e propriedades periódicas; - Raio atômico; - Brilho; - Cor; - Condutividade térmica; - Condutividade elétrica; - Ductilidade; - Maleabilidade.
--	-----------------	---	---	--

Fonte: Elaboração própria.

Os livros consultados para elencar os conteúdos fundamentais foram: Livro 1 - Química Inorgânica Descritiva (Rayner-Canham; Overton, 2015); Livro 2 - Química Inorgânica (Housecroft; Sharpe, 2013); Livro 3 - Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente (Atkins; Jones; Laverman, 2018). O Livro 3 foi escolhido devido a abordar os conteúdos desde os conceitos mais básicos acerca do tema de ligações químicas, para que fosse possível utilizar os conceitos elencados a partir dele também para o ensino médio. No Quadro 7 é apresentada uma síntese dos conteúdos elencados nos livros didáticos.

Quadro 7. Síntese dos conteúdos de ligações químicas elencados nos livros didáticos.

Ligação	Livro 1	Livro 2	Livro 3
Iônica	- Força da ligação iônica; - Polarização; - Caráter covalente da ligação iônica; - Densidade de carga dos íons; - Íons hidratados; - Arranjo tridimensional de ânions e cátions	- Agrupamento de esferas; - Raio iônico; - Tamanho dos íons; - Energia de rede; - Ciclo de Born-Haber; - Equação de Born-Landé; - Constante de Madelung;	- Configuração eletrônica de íons; - Formação de íons; - Energia de ionização; - Afinidade eletrônica; - Energia de rede; - Fórmula química de um composto iônico; - Representação de Lewis de compostos iônicos; - Origem e magnitude da

	no estado sólido; - Raio iônico; - Empacotamento; - Triângulo de ligações; - Tetraedro de ligações.	- Equação de Kapustinskii; - Defeitos em estruturas de estado sólido.	energia de rede; - Propriedades de sólidos iônicos; - Número de coordenação; - Retículo cristalino; - Célula unitária.
Covalente	- Teoria dos Orbitais Moleculares (TOM); - Combinação linear de orbitais atômicos; - Ligação <i>sigma</i> e ligação <i>pi</i> ; - Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV); - Teoria de Ligação de Valência (TLV); - Hibridização; - Geometria molecular; - Compostos reticulares e moléculas; - Interações intermoleculares.	- Estruturas de Lewis; - Teoria de Ligação de Valência (TLV); - Teoria do Orbital Molecular (TOM); - Regra do Octeto; - Espécies isoeletrônicas; - Eletronegatividade; - Momentos de dipolo; - Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPEC); - Estereoisomerismo; - Hibridização; - Tabelas de caracteres; - Ligação deslocalizada.	- Compartilhamento de elétrons; - Regra do Octeto; - Estruturas de Lewis; - Carga formal; - Octeto incompleto; - Octeto expandido; - Eletronegatividade; - Polaridade de ligação; - Caráter iônico; - Polarizabilidade de ânions e poder de polarização de cátions; - Energias de ligação; - Comprimentos de ligação; - Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV); - Repulsão eletrônica; - Arranjo de elétrons e geometria molecular; - Polaridade de moléculas; - Teoria de ligação de valência (TLV); - Sobreposição de orbitais; - Ligação <i>sigma</i> e ligação <i>pi</i> ; - Ligações duplas e triplas; - Promoção de elétrons; - Hibridização de orbitais; - Estrutura molecular com base em orbitais híbridos; - Teoria dos Orbitais Moleculares (TOM); - Orbitais moleculares; - Diagrama de níveis de energia; - Configuração eletrônica;

			- Ordem de ligação; - Compostos hipervalentes; - Compostos deficientes em elétrons; - Orbitais deslocalizados; - Sólidos moleculares; - Sólidos reticulares.
Metálica	- Teoria dos Orbitais Moleculares (TOM); - Teoria de Bandas; - Empacotamento; - Célula unitária; - Ligas metálicas; - Partículas nanometálicas.	- Agrupamento de esferas; - Polimorfismo; - Ligas e compostos intermetálicos; - Teoria de bandas; - Semicondutores; - Protótipos de estruturas; - Defeitos em estruturas de estado sólido.	- Classificação dos sólidos; - Célula unitária; - Propriedades dos sólidos metálicos; - Retículo cristalino de metais; - Teoria dos Orbitais Moleculares (TOM); - Teoria de Bandas; - Diferença entre metais, isolantes, semicondutores e supercondutores; - Magnetismo.
Coordenada	- Estados de oxidação dos metais; - Geometria dos compostos de coordenação; - Isomerismo; - Teoria do campo cristalino; - Propriedades dos compostos de coordenação; - Regra ABDM; - Fórmulas de compostos de coordenação; - Tipos de reação de compostos de coordenação.	- Teoria de Ligação de Valência (TLV); - Teoria do Campo Cristalino (TCC); - Séries espectroquímicas; - Energia de estabilização do campo cristalino; - Teoria do orbital molecular; - Microestados e símbolos de termos; - Espectros de absorção e emissão eletrônicos; - Efeito nefelauxético; - Propriedades magnéticas; - Aspectos termodinâmicos.	- Nomenclatura de compostos de coordenação; - Teoria do campo cristalino (TCC); - Série espectroquímica; - Ligantes de campo forte; - Ligantes de campo fraco; - Constante de formação de compostos de coordenação; - Teoria do campo ligante (TCL).

Fonte: Elaboração própria.

A partir dos dados coletados nos Quadros 6 e 7, os blocos de informações foram triangulados para definir quais conteúdos basilares e fundamentais que o jogo deveria abordar. Visto isso, na seção a seguir será abordado a utilização de jogos como estratégia didática.

4.2 Jogos

De acordo com Alves e Bego (2020, p. 91), uma estratégia didática é definida como:

[...] o conjunto de ações intencionais e planejadas pelo professor para a consecução de objetivos de aprendizagem. [...] as estratégias são definidas após a delimitação dos objetivos e podem sofrer adaptações e ajustes a depender da abordagem metodológica utilizada.

Alguns exemplos de estratégias didáticas possíveis de serem utilizadas são: experimentação; mapas conceituais; modelos e analogias; História e Filosofia da Ciência; documentários e ficção científica; estudo de texto; aula expositiva e dialogada; tempestade cerebral; o estudo dirigido e a utilização de jogos (Alves; Bego, 2020; Anastasiou; Alves, 2003).

A utilização de estratégias didáticas é importante, principalmente, por dois motivos: cada estudante possui suas próprias especificidades na aprendizagem e, além disso, a própria natureza de cada conteúdo pode privilegiar ou não uma determinada estratégia, sendo possível abordá-lo de forma a construir um conhecimento de forma mais ampliada e abrangente (Alves, 2018; Morales, 2021). Visto isso, foi escolhida a utilização de jogos como estratégia didática para abordar o conteúdo de ligações químicas.

Huizinga (2000) considera que o jogo não se limita a algo fundamentado em elementos racionais e que sua existência não se conecta com nenhum grau de civilização ou concepções de mundo e realidade. O jogo existe desde antes da própria cultura existir e, por isso, marca toda a atividade humana desde o surgimento da fala e da linguagem (Huizinga, 2000). Para além da linguagem, Huizinga (2000) também elenca outras formas de cultura nas quais também há a presença do jogo, como o mito. A mitologia propõe uma fantasia que joga no limite entre a brincadeira e a seriedade, e os cultuadores possuem ritos, sacrifícios e mistérios em um espírito puramente de jogo (Huizinga, 2000).

Vemos o jogo como oposto à seriedade, mas não é possível afirmar que o jogo não é sério. Algumas formas de jogos são tão sérias, como o futebol e o xadrez, que não ocorre tendência à risada e comicidade (Huizinga, 2000). O jogo pode ser entendido como uma atividade voluntária, que quando há ordens, deixa de ser jogo; desinteressado, uma atividade que se realiza visando satisfazer a própria realização; é isolado ou limitado, possuindo tempo e espaço limitado e regado (Huizinga, 2000).

Segundo Caillois (1990) o jogo é um sistema de regras que colocam o que se faz ou o que não se faz; essas regras podem ser arbitrárias, imperativas e não podem ser invioláveis;

um conjunto de restrições voluntárias que ordenam e trazem estabilidade para o universo do jogo, mantidas pelo próprio desejo de se jogar o jogo (Caillois, 1990).

O autor afirma que o jogo é uma atividade voluntária, que dispõe de tempo livre e por isso é improdutivo, possuindo sustentação no prazer obtido ao praticá-lo, está sujeito ao tédio e mudanças de humor. O jogo se debruça no prazer do jogador ao vencer o obstáculo fictício do próprio jogo e não gera nenhuma riqueza, sendo uma ocasião de gasto de tempo, energia, e até mesmo dinheiro (Caillois, 1990). Nesse sentido, pessoas que ganham a vida no boxe, ciclismo, futebol, no tablado são consideradas profissionais, não jogadores (Caillois, 1990).

O jogo é livre, dentro de suas regras e, além disso, é incerto e imprevisível; deixando pairar uma sensação de dúvida e surpresa com a possibilidade de erro e de constante renovação (Caillois, 1990).

Kishimoto (1997) apresenta a definição da palavra jogo com certa complexidade devido à variedade de manifestações que podem ser consideradas: jogos políticos, adivinhas, faz-de-conta, xadrez, damas, mamãe e filhinha, futebol, quebra-cabeça, entre outros. Alguns destes são chamados de jogo, outros de brinquedo. A cultura também é um fator que impõe um significado na questão de jogo ou não-jogo, por exemplo, o arco e flecha praticado por indígenas, que visto por um observador de fora aparenta ser um jogo, visto pela comunidade indígena é uma forma de preparo para o aprendizado para a caça, que por si é necessária para a subsistência da comunidade (Kishimoto, 1997). Justamente por esse motivo, por conta das peculiaridades entre os tantos elementos abordados, torna-se demasiadamente complexo elaborar uma definição que englobe todos esses fatores (Kishimoto, 1997).

Com base no trabalho de Brougere, a autora define que o jogo pode ser considerado como: *I)* resultado de um sistema linguístico empregado dentro de um contexto social; *II)* um sistema de regras; e *III)* um objeto; três aspectos que diferenciam principais significados atribuídos que caracterizam o termo (Kishimoto, 1997). O primeiro aspecto entende que o jogo é considerado jogo devido ao sentido atribuído a ele por cada sociedade, conforme a época e o local os quais ocupam essa sociedade (Kishimoto, 1997). O segundo aspecto considera um sistema de regras que identifica e especifica cada jogo, diferenciando-os; além de que as regras sejam seguidas durante o jogo desenvolve-se também a atividade lúdica em conjunto (Kishimoto, 1997). O terceiro aspecto apresentado por Kishimoto (1997) é o objeto no qual o jogo é materializado, como um tabuleiro e peças para o xadrez, ou o objeto material utilizado para a brincadeira.

Outro termo da área é o brinquedo, que geralmente possui associação com a infância, na utilização e a ausência de um sistema de regras que regem a utilização (Kishimoto, 1997).

O brinquedo é capaz de representar realidades, o cotidiano e o modo de vida de uma sociedade e sua cultura; podendo também representar realidades imaginárias na forma de personagens e objetos de mundos de ficção científica e fantasia (Kishimoto, 1997). O brinquedo representa a imagem da infância reconstruída por um adulto trazendo suas concepções e valores da sociedade, além de suas memórias como uma criança e sua imaginação (Kishimoto, 1997). Já a brincadeira é definida pela autora como o ato de materializar as regras do jogo na ação lúdica.

Soares (2016) aborda que, embora haja uma grande quantidade de definições em diversos trabalhos na área, como jogo, brinquedo, brincadeira, atividade lúdica e lúdico, entende-se que todos se encaixam no vocábulo jogo. Assim, Garcez e Soares (2017, p. 184) definem jogo como:

[...] uma atividade livre, consciente, não-séria, exterior à vida habitual, com desinteresse material e natureza improdutiva, que possui finalidade em si mesma, prazer (ou desprazer), caráter fictício ou representativo, com limitação no tempo e no espaço, com regras explícitas e implícitas.

De acordo com Felício e Soares (2018), o lúdico no aspecto educacional traz os processos divertidos que, por meio de suas características de liberdade possibilitam o desenvolvimento de qualidades e de valores nos estudantes. O professor ocupa um papel de estimulador das potencialidades do aluno, considerado como autor do seu processo de desenvolvimento.

O lúdico é bem aceito no ensino dos conceitos como uma ferramenta para motivar os alunos, mas ainda gera dúvidas e resistência. É uma estratégia para o ensino de conceitos na forma de divertimento em contrapartida à uma atividade maçante e obrigatória, do tipo com a qual geralmente se associam os estudos (Garcez; Soares, 2017).

É necessário entender que o lúdico no ensino não é, ou não deve ser, utilizado apenas como uma distração ou passatempo ou somente como algo motivacional. Cabe ao professor ter o devido conhecimento sobre a teoria lúdica e pensá-lo e planejá-lo para englobar todos os benefícios que as atividades podem proporcionar (Garcez; Soares, 2017).

A atividade lúdica pode ser utilizada de modo a estimular a aprendizagem dos estudantes, o que faz surgir a dimensão educativa, trazendo acesso a diferentes tipos de conhecimentos e de habilidades a serem construídos (Kishimoto, 1997). No entanto, a dimensão educativa do lúdico deve apresentar duas funções, *per se*: a função lúdica, estabelecida pelo divertimento e pelo prazer (ou desprazer); e a função educativa, estabelecida por algum conhecimento que o jogo é capaz de trazer (Kishimoto, 1997; Soares, 2004).

Soares (2004) elenca que o objetivo de um jogo educativo é o equilíbrio entre ambas as funções, a lúdica e a educativa. Caso haja um desequilíbrio entre elas, pode haver somente jogo ou somente ensino, respectivamente. Kishimoto (1997) e Soares (2004) também abordam o chamado paradoxo do jogo educativo. Na proposta de um jogo como estratégia didática em sala de aula, não haveria a escolha voluntária dos discentes em relação à participação, fazendo com que a atividade proposta possua um desbalanceamento, tornando-a mais educativa do que lúdica. Além disso, há a ideia de que o jogo não se alia com uma característica principal de um processo educativo: a busca por resultados (Soares, 2004).

Dessa forma, Soares (2016) propõe dois aspectos a serem considerados para evitar ou diminuir os efeitos do paradoxo do jogo educativo. O primeiro aspecto seria conscientizar o estudante de que o jogo a ser utilizado possui o objetivo de discutir um conceito; enquanto o segundo seria deixar ao aluno livremente escolher entre jogar ou não jogar, convidando-o para a prática do jogo – se há a obrigatoriedade, não é jogo (Soares, 2016).

A partir dos trabalhos de Campagne e Camerer, Soares (2004) apresenta os quatro critérios elencados pelos autores para se escolher jogos, brinquedos e brincadeiras de uma forma adequada no processo educativo. O jogo deve possuir 1) valor experimental, possibilitar dentro de sua prática a exploração e sua manipulação; 2) valor de estruturação, possibilitar o surgimento de uma personalidade em estratégias e em sua prática; 3) valor de relação, aproximar o convívio entre os praticantes do jogo e o ambiente no qual se é jogado e; por fim, 4) valor lúdico, que permite considerar se a qualidade dos objetos utilizados é capaz de promover a ludicidade (Soares, 2004).

Dentro da gama de definições, o jogo educativo formalizado, isto é, o jogo realizado em uma sala de aula pode ser definido entre jogo pedagógico e didático (Rezende; Soares, 2019). Ao ser utilizado como uma estratégia didática abordando o próprio conteúdo específico, sem a realização de aulas prévias, o jogo é considerado pedagógico; e ao ser utilizado para reforçar e fixar um conteúdo específico já abordado previamente, o jogo passa a ser didático (Rezende; Soares, 2019).

Lima e Messeder Neto (2021) entendem que a diferenciação entre jogo educativo, pedagógico e jogo didático depende da perspectiva pedagógica (abordagem metodológica) do professor. Entretanto, concordam com a ideia de que deve ser pensado e planejado de forma adequada para ser inserido em sala de aula de forma a auxiliar o processo de ensino e aprendizagem, conforme demonstrado pela Figura 56:

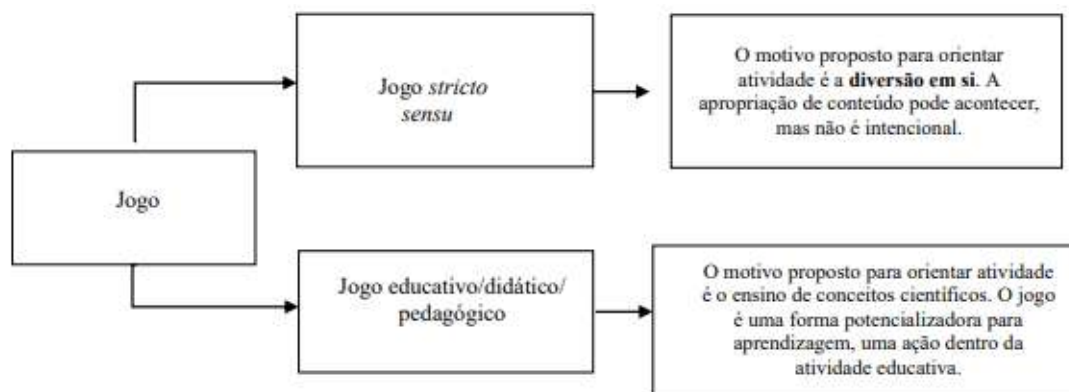


Figura 56. Jogo *strictu sensu* e jogo educativo.

Fonte: Lima e Messeder Neto (2021, p. 192).

Soares (2004) apresenta uma classificação dos jogos baseada no nível de interação entre o jogo e o jogador. O Quadro 8 define cada nível e permite entender qual tipo de jogo pode ser utilizado em cada momento do processo educacional:

Quadro 8. Níveis de interação entre jogo e o jogador.

Nível de Interação	Principais características
<i>I</i>	Atividades lúdicas nas quais destacam-se materiais manipulados que funcionam como simuladores para um conceito que o professor já conhece, mas não é conhecido dos alunos. Possui regras pré-estabelecidas, mas não há vencedores ou perdedores, pois predomina-se a cooperação.
<i>II</i>	Atividades lúdicas nas quais o jogo ocorre na forma de competição (individual ou em grupo), com um objetivo comum. Geralmente jogos didáticos de tabuleiro.
<i>III</i>	Construção de modelos baseados em modelos teóricos vigentes, de modo a tornar o conhecimento teórico palpável. Material é manipulado como um brinquedo, visando materializar a construção do conhecimento científico. Atividades em grupo de construção de sites, jornais, revistas, entre outros.
<i>IV</i>	Atividades lúdicas baseadas na utilização de histórias em quadrinhos.

Fonte: Soares (2004, p. 54).

Piccolo (2008), por sua vez, traz em seu trabalho a classificação proposta por Caillois (1990) para os jogos, representada pela Quadro 9:

Quadro 9. Classificação de jogos segundo Caillois.

Classificação	Descrição
<i>Agôn</i>	Atividades competitivas – tenta criar situações para que o vencedor apareça como o mais preparado.
<i>Alea</i>	Atividades passivas, que não requerem habilidades prévias do jogador.
<i>Mimicry</i>	Jogos fictícios – protagonizados pelos jogadores na forma de personagens.
<i>Ilinx</i>	Jogos que buscam vertigem, espasmo, transe, para o afastamento da realidade.

Fonte: Adaptado de Caillois (1990) e Piccolo (2008).

O jogo a ser proposto se seguirá na concepção Piagetiana. Visto isso, Piaget (1964) define o jogo como assimilação mais do que acomodação, conforme a velocidade de assimilação da criança aumenta, o lúdico também sofre uma intensificação. De início, a criança joga espontaneamente sem possuir um objetivo, apenas mecanicamente e, no entanto, conforme vai se desenvolvendo, o indivíduo passa a se envolver no jogo de forma diferente, já visando atingir um objetivo (Piaget, 1964).

Os jogos são categorizados por Piaget de acordo com os níveis de pensamento verbal e intuitivo, considerando os estímulos biológicos que as crianças recebem e também o contexto social no qual estão inseridas. São classificados em jogos de exercício, jogos simbólicos e jogos de regras (Rezende; Soares, 2019), conforme demonstra o Quadro 10:

Quadro 10. Categorias de jogos segundo Piaget.

Classificação	Características
Jogos de exercício	Divertimento por si, sem necessidade de aprendizagem. Emissão de sons pela criança visando o divertimento, repetições de ações que geram prazer, atividades transformadas em jogo para obter o divertimento.
Jogos simbólicos	Associações de objetos com o cotidiano; representações de fatos vivenciados; imitações; situações de compensação e aceitação.

Jogos de regras	Relações sociais e interindividuais; regras sociais ressaltam os limites existentes na realidade. Capacidade de assimilação de informações e acomodação de alguns conceitos.
-----------------	--

Fonte: Adaptado de Piaget (1964) e Rezende e Soares (2017).

Segundo a concepção Piagetiana os jogos ocorrem predominantemente em etapas do desenvolvimento de uma criança, conforme demonstra a Figura 57:

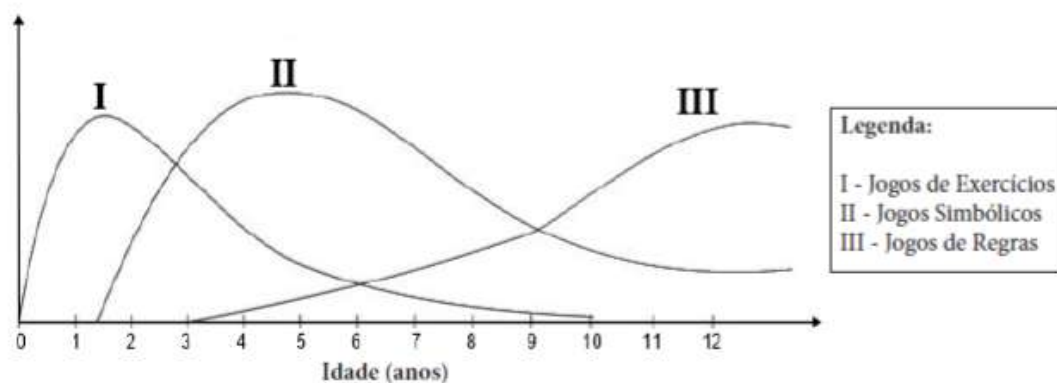


Figura 57. Jogos durante o desenvolvimento de uma criança.

Fonte: Piaget, 2014.

Pode-se ver nas curvas presentes na Figura 57 que os jogos de exercícios surgem no início da vida da criança (*I*) enquanto os jogos simbólicos (*II*) e os jogos de regras (*III*) surgem mais futuramente e tendem a aumentar até certas idades (Piaget, 2014). Entende-se que as curvas propostas por Piaget podem se alterar em frequência e no período em que ocorrem, devido a fatores diferentes da época em que as curvas foram propostas (Rezende; Soares, 2019).

Focetola *et al* (2012) elenca que o uso de jogos no ensino de ciências também possui pontos positivos como o baixo custo em sua utilização e também a potencialidade de permitir que os alunos compreendam de melhor forma os significados dos conceitos científicos, por meio de discussões entre os estudantes e o professor durante os jogos. A linguagem científica possui características que podem tornar sua leitura mais difícil juntamente à presença de vários termos e conceitos (nominalização); diferente da linguagem cotidiana, mutável, mais próxima da fala e mais relacionada ao senso comum (Mortimer, 1998). Por conta dessas ambas características, Mortimer (1998) associa a linguagem cotidiana a uma chama e a linguagem científica a um cristal. É destacada a importância de se interagir ambas a

linguagem no discurso científico escolar, de modo a guiar os estudantes ao conhecimento científico, fazendo com que a chama ilumine o cristal (Mortimer, 1998).

Diversos jogos já foram elaborados e podem ser utilizados como estratégia didática para abordar conceitos químicos em sala de aula. São exemplos deles: Perfil Químico, proposto para conceitos sobre a Tabela Periódica e seus elementos, levando em consideração sua parte histórica (Romano *et al*, 2017); o Ludo Termoquímico, visando abordar conceitos de termoquímica e processos que envolvem energia, e o Jogo da Lei de Lavoisier, que aborda a própria Lei de Lavoisier na forma de uma simulação didática (Soares, 2004).

Já sobre o conteúdo de ligações químicas há o jogo chamado Ligações Químicas, com o objetivo de que os alunos formem um conjunto de cartas que caracteriza um tipo de ligação química e o *Chemlig*, que possui o objetivo de que os alunos formem as ligações químicas utilizando as cartas abordando conceitos de transferência e compartilhamento de elétrons utilizando conceitos como a regra do octeto (Focetola *et al*, 2012).

Diante disso e com base no jogo Perguntados®, jogo online de perguntas e respostas que foi adaptado para tabuleiro pela Copag (2016), buscou-se desenvolver um jogo de perguntas e respostas sobre o conteúdo de ligações químicas de modo a abordar não somente o conteúdo ensinado de ligações químicas, suas características, principais modelos e teorias e suas vantagens e limitações, propriedades e propriedades de seus compostos, além de possuir espaço para abordar possíveis concepções alternativas e obstáculos epistemológicos que possam vir a surgir sobre o conteúdo.

Para a proposta do jogo, o qual foi denominado *Ligados*, o objetivo foi tratar os conteúdos de ligações químicas por meio de cartas confeccionadas tendo como base um levantamento dos principais conceitos sobre os tipos de ligação, suas concepções alternativas e obstáculos epistemológicos; e de um tabuleiro específico e um dado próprio desenvolvidos para incrementar a jogabilidade. Isso foi realizado por meio de um modelo adaptado especificamente para a construção do jogo, conforme descrito na seção a seguir.

5 RESULTADOS E DISCUSSÃO

Nesta seção é abordado o desenvolvimento do jogo de acordo com o referencial teórico-metodológico.

5.1 Unidade para Elaboração Jogos

O modelo de Unidade Didática Multiestratégica (UDM), é um modelo formativo baseado nos modelo de Unidade Didática (UD) (Sanmartí, 2009; Sánchez Blanco e Valcárcel Pérez, 1993). O modelo de UDM foi desenvolvido por Bego (2016) com base no desenvolvimento de sete tarefas para orientar o planejamento didático-pedagógico de forma coerente e estruturada. As sete tarefas da UDM são apresentadas na Figura 58:

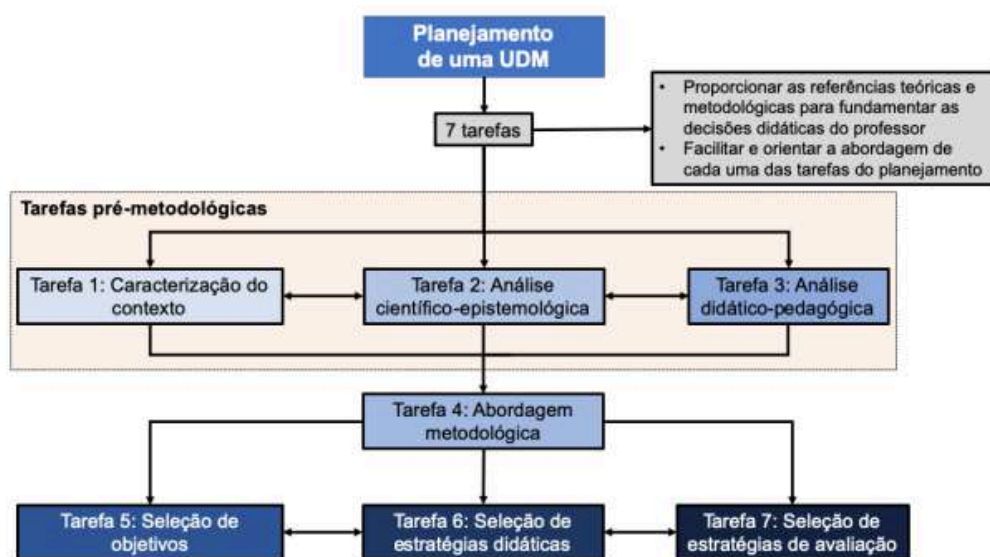


Figura 58. Planejamento de uma UDM.

Fonte: Bego, Ferrarini e Moralles (2021, p. 17).

A UDM trata a abordagem metodológica como o eixo central do planejamento didático-pedagógico, de modo a trazer suas próprias concepções sobre ciência, sobre o mundo, sobre a educação e sobre o processo de ensino e aprendizagem (Alves, 2018; Moralles, 2021). Todos os outros elementos do planejamento, na UDM, serão definidos e articulados com base na abordagem metodológica (Alves, 2018; Alves; Bego, 2020; Moralles, 2021).

Dessa forma, propôs-se a utilizar-se do modelo da UDM como base para a elaboração de um modelo com o objetivo de orientar a elaboração de jogos educativos com base em uma fundamentação teórica e um referencial epistemológico sólido. O modelo possui 6 tarefas, como mostra a Figura 59.

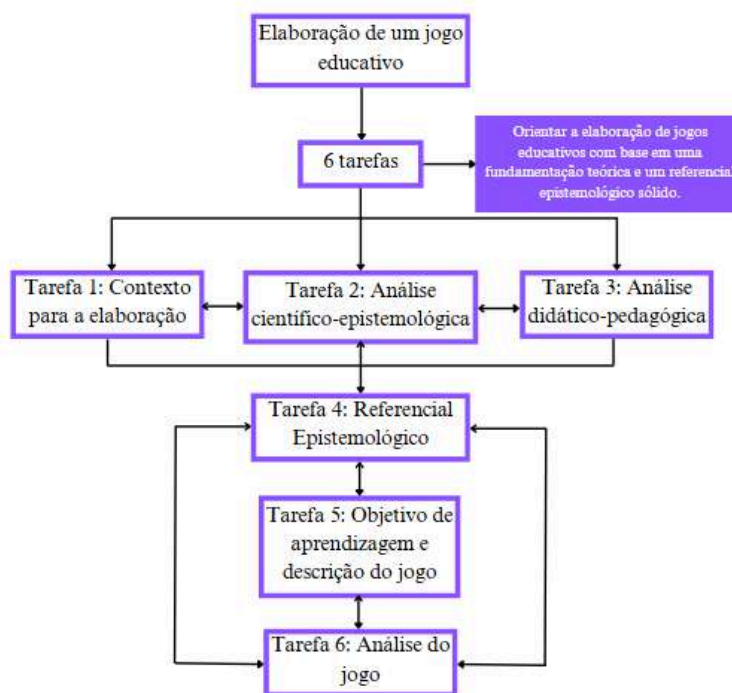


Figura 59. Sistematização da Unidade para Elaboração de Jogos (UEJ).

Fonte: Elaboração própria.

A tarefa 1 da UDM corresponde à caracterização do contexto, assim como o do modelo proposto. Entretanto, embora o modelo da UDM busque caracterizar os estudantes e a escola para a realização da intervenção didático-pedagógica (Morales, 2021), no modelo de UEJ, busca-se caracterizar o nível de ensino para o qual o jogo será desenvolvido, médio ou superior e sua seriação, além da disciplina. Outrossim, na tarefa 1, busca-se propor um tema para o jogo, dentro da disciplina para a qual será desenvolvido, fundamentado nas orientações curriculares oficiais (Ferrarini, 2020). A tarefa 1 é mostrada no Quadro 11:

Quadro 11. Contexto para a elaboração de um jogo educativo.

CONTEXTO PARA A ELABORAÇÃO DO JOGO	
Nível de Ensino	
Ano	

Disciplina	
Tema	
Pré-requisitos para o estudo do tema	
Orientações curriculares oficiais acerca do tema	

Fonte: Elaboração própria.

A tarefa 2 da UDM busca estruturar os conteúdos de modo a tornar possível que também haja a atualização por parte do professor, por parte da análise científico-epistemológica. Isso também ocorre no modelo proposto, por meio da própria tarefa 2 da UDM (Bego; Ferrarini; Morales, 2021). Segundo Morales (2021, p. 167):

Essa etapa pode se configurar um momento formativo muito importante para professores, pois induz a uma reflexão sobre a estruturação e natureza dos conteúdos, assim como ajudar os professores a realizar uma atualização em relação aos avanços científicos sobre a temática que será trabalhada.

Já possuindo as diretrizes e selecionado os pré-requisitos para direcionar o professor acerca do tema proposto na tarefa 1, busca-se pesquisar o conteúdo acerca do tema e desenvolvê-lo e inter-relacioná-lo nos três níveis do conhecimento químico (teórico, fenomenológico e representacional). Além disso, busca-se, também, apresentar o perfil conceitual acerca do tema proposto, ou em caso que não haja o perfil conceitual, trazer um desenvolvimento histórico sobre o tema (Morales, 2021). A tarefa 2 é mostrada no Quadro 12:

Quadro 12. Análise científico-epistemológica.

ANÁLISE CIENTÍFICO-EPISTEMOLÓGICA	
Descrição dos conteúdos conceituais (articular nível teórico, fenomenológico e representacional)	
Perfil conceitual ou desenvolvimento histórico do tema	
Referências	

Fonte: Elaboração própria.

A tarefa 3, na UDM e no modelo proposto, busca trazer as concepções alternativas acerca do conteúdo e os obstáculos epistemológicos. Isso é importante para entender as implicações que esses fatores podem trazer no processo, elencando os principais aspectos a se reforçar e aspectos a se evitar em relação a como se trabalha o conteúdo em sala de aula (Moralles, 2021). A tarefa 3 pode ser vista no Quadro 13:

Quadro 13. Análise didático-pedagógica.

ANÁLISE DIDÁTICO-PEDAGÓGICA	
Concepções alternativas dos estudantes acerca dos conteúdos conceituais do jogo	
Obstáculos epistemológicos relacionados aos conteúdos conceituais do jogo - Obstáculo da experiência primeira - Obstáculo do conhecimento geral - Obstáculo verbal - Obstáculo substancialista - Obstáculo realista - Obstáculo animista	
Referências	

Fonte: Elaboração própria.

Enquanto a UDM possui como eixo central a abordagem metodológica (Moralles, 2021) e, visto que, as estratégias didáticas são adaptáveis de acordo com a abordagem metodológica (Alves; Bego, 2020), o modelo proposto possui como eixo central o referencial epistemológico. É importante, para a elaboração de um jogo educativo, entender como o conhecimento é construído de acordo com proposto pela concepção psicológica com a qual se trabalha, tal qual as implicações sociais, culturais e biológicas que, segundo a concepção, influenciam nessa construção de conhecimento (Rezende; Soares, 2019). A tarefa 4 é mostrada pelo Quadro 14:

Quadro 14. Referencial epistemológico.

REFERENCIAL EPISTEMOLÓGICO	
Princípios do referencial epistemológico utilizado como base no desenvolvimento do jogo	
Referências	

Fonte: Elaboração própria.

O referencial epistemológico guiará a elaboração do objetivo do jogo educativo. A tarefa 5 propõe a definição do título do jogo, juntamente com o seu objetivo. Outrossim, ainda na tarefa 5 há a apresentação dos elementos (recursos) criados para o jogo, como cartas, tabuleiro, peças, entre outros; e também a descrição detalhada do funcionamento do jogo. A tarefa 5 é demonstrada no Quadro 15:

Quadro 15. Título, objetivo e descrição do jogo.

TÍTULO, OBJETIVO E DESCRIÇÃO DO JOGO	
Princípios do referencial epistemológico utilizado como base no desenvolvimento do jogo	
Elementos, instrumentos e recursos desenvolvidos para o jogo - Cartas, tabuleiro, peças, etc.	
Descrição detalhada do funcionamento do jogo	
Referências	

Fonte: Elaboração própria.

Por fim, as tarefas finais da UDM prevêm a seleção das estratégias didáticas e estratégias de avaliação (Moralles, 2021), enquanto a tarefa 6 no modelo proposto prevê a análise do jogo educativo elaborado. A análise é realizada com base nas características de um jogo educativo: se o jogo é capaz de equilibrar a função lúdica e educativa; se o jogo proposto possui valor experimental, valor de estruturação, valor de relação e valor lúdico; as classificações entre nível de interação entre o jogo e o jogador e dos tipos de jogos; a classificação em tipos de jogos segundo Caillois; o jogo proposto segundo o referencial

epistemológico e se o jogo proposto permite abordar concepções alternativas e obstáculos epistemológicos (Soares, 2004; Rezende e Soares; 2019; Caillois, 1990; Piccolo, 2008; Kishimoto, 1997). A tarefa 6 pode ser vista no Quadro 16.

Quadro 16. Análise do jogo educativo.

ANÁLISE DO JOGO EDUCATIVO	
Como o jogo proposto equilibra a função lúdica e a função educativa?	
O jogo proposto pode ser trabalhado como: (a) Jogo didático (b) Jogo pedagógico (c) Ambos	
O jogo proposto possui: 1) Valor experimental 2) Valor de estruturação 3) Valor de relação 4) Valor lúdico	
Como o jogo proposto é classificado em relação ao nível de interação entre o jogo e o jogador? <i>- I, II, III, IV</i>	
Como o jogo proposto é classificado segundo a classificação de Caillois (1990)? (a) <i>Agôn</i> (b) <i>Alea</i> (c) <i>Mimicry</i> (d) <i>Ilinx</i>	
Qual a classificação do jogo proposto segundo o referencial epistemológico base?	
O jogo permite trabalhar concepções alternativas e obstáculos epistemológicos?	
Referências	

Fonte: Elaboração própria.

Com base no modelo proposto, elaborou-se um jogo educativo sobre ligações químicas.

5.2 Levantamento dos principais conceitos que foram trabalhados no jogo

Com base nas informações coletadas descritas nos Quadros 6 e 7, foi possível triangular as informações para elencar os conceitos de ligações químicas a serem trabalhados no jogo. O resultado desse levantamento é descrito no Quadro 17:

Quadro 17. Conceitos fundamentais acerca de ligações químicas.

Nível de Ensino	Tipo de ligação	Principais conceitos
Ensino Médio	Iônica	- Íons, cátions e ânions; - Formação de íons; - Energia de ionização; - Afinidade eletrônica; - Configuração eletrônica; - Número de oxidação; - Propriedades dos sólidos iônicos; - Retículo cristalino; - Energia de rede; - Ciclo de Born-Haber.
	Covalente	- Compartilhamento de elétrons; - Estruturas de Lewis; - Carga formal; - Configuração eletrônica; - “Regra do octeto”; - Exceções à “regra do octeto”; - Eletronegatividade; - Ressonância; - Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV); - Geometria molecular; - Polaridade e momento de dipolo; - Ligações simples e múltiplas; - Ligações <i>sigma</i> e <i>pi</i>; - Compostos moleculares e reticulares.
	Metálica	- Tabela periódica, periodicidade e propriedades periódicas; - Propriedades dos sólidos metálicos (condutividade térmica, condutividade elétrica, brilho, maleabilidade e ductilidade); - Modelo do mar de elétrons; - Semicondutores; - Ligas.
Ensino Superior	Iônica	- Íons, cátions e ânions; - Formação de íons;

		- Energia de ionização; - Configuração eletrônica; - Raio iônico; - Empacotamento; - Energia de rede - Número de oxidação (NOX); - Retículo cristalino; - Célula unitária; - Propriedades de sólidos iônicos; - Força de ligação e energia de ligação; - Ciclo de Born-Haber; - Regras de Fajans; - Constante de Madelung; - Equação de Kapustinskii; - Triângulo de Ketelaar.
	Covalente	- Compartilhamento de elétrons; - Estruturas de Lewis; - Carga formal; - Configuração eletrônica; - Eletronegatividade; - “Regra do octeto”; - Hipovalência e hipervalência; - Ressonância; - Hibridização; - Geometria molecular; - Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV); - Teoria de Ligação de Valência (TLV); - Combinação linear de orbitais atômicos; - Superposição de orbitais - Ligações simples e múltiplas; - Ligações <i>sigma</i> e <i>pi</i>; - Polaridade e momento de dipolo; - Comprimento de ligação; - Teoria dos Orbitais Moleculares (TOM); - Orbitais moleculares; - Combinação de funções de onda; - Ordem de ligação; - Compostos moleculares e reticulares.
	Metálica	- Estrutura e empacotamento em sólidos metálicos; - Célula unitária; - Retículo cristalino; - Modelo do mar de elétrons; - Teoria dos Orbitais Moleculares (TOM); - Teoria de bandas; - Propriedades de sólidos metálicos (condutividade térmica, condutividade elétrica, brilho, maleabilidade e ductilidade); - Nível de Fermi; - Condutores e semicondutores; - Partículas nanometálicas.

	Coordenada	- Ácidos e bases de Lewis; - Nomenclatura de compostos de coordenação; - Geometria de compostos de coordenação; - Isomeria em compostos de coordenação; - Propriedades de compostos de coordenação; - Série espectroquímica; - Magnetismo de compostos de coordenação; - Teoria dos ligantes de valência (TLV); - Teoria do Campo Cristalino (TCC); - Teoria do Orbital Molecular (TOM); - Teoria do Campo Ligante (TCL).
--	-------------------	---

Fonte: Elaboração própria.

Esses conceitos foram considerados essenciais para abordar o conteúdo de ligação química, no ensino médio e no ensino superior. A partir disso, elaborou-se um jogo, que será descrito na seção a seguir.

5.3 Apresentação do jogo

O jogo educativo elaborado recebeu o nome de *Ligados* (Apêndice C). O objetivo do jogo *Ligados* é aplicar os princípios por trás dos conceitos de ligações químicas abordados previamente, executando-os de modo a discutir os modelos e teorias ao jogar para fixá-los, além de servir como uma ferramenta de avaliação.

O jogo *Ligados* é um jogo de perguntas e respostas, baseado no jogo Perguntados® (Copag, 2016). O jogo possui 206 cartas, sendo 200 perguntas com alternativas; quatro cartas especiais; uma carta de regras; uma carta de gabarito; um dado visando o conteúdo selecionado para o ensino médio e um dado adicionando o conteúdo selecionado para o ensino superior; além de um tabuleiro. Enquanto o jogo Perguntados é dividido em seis categorias - Esporte, Ciência, História, Geografia, Arte e Entretenimento (Copag, 2016) -, *Ligados* é dividido em dois blocos - um bloco principal, contendo 65 cartas e um bloco de expansão, contendo 135 cartas.

O bloco principal foi desenvolvido a partir do conteúdo selecionado de ligações químicas que são trabalhados tanto no ensino médio, quanto superior. Já a expansão foi desenvolvida a partir do conteúdo trabalhado somente no ensino superior. Dessa forma, para o ensino superior devem ser utilizados os dois blocos de cartas associados. E para o ensino médio apenas o bloco principal. A Figura 60 mostra dois exemplos de cartas que foram desenvolvidas para o bloco principal:



Figura 60. Cartas do bloco principal do jogo *Ligados*.

Fonte: Elaboração própria.

É possível ver, na Figura 60, os conceitos abordados sobre compartilhamento de elétrons e o mar de elétrons. Os tópicos foram escolhidos a partir da seleção realizada dos conteúdos para o ensino médio (Quadro 17). O traço colorido abaixo da questão indica o grau de dificuldade no qual as questões elaboradas foram classificadas, sendo: verde - fácil (os conceitos mais iniciais do tema); amarelo - médio (os conceitos intermediários do tema) e vermelho - difícil (os conceitos mais avançados do tema). Essa classificação permite a adaptação ao planejamento, possibilitando que o professor possa selecionar as cartas para jogar de acordo com o andamento do conteúdo. A Figura 61, por outro lado, mostra dois exemplos de cartas desenvolvidas para o bloco de expansão:



Figura 61. Cartas do bloco de expansão do jogo *Ligados*.

Fonte: Elaboração própria.

Pode-se observar, na Figura 61, os conceitos abordados sobre a teoria de bandas e os compostos de coordenação. Os tópicos também foram escolhidos a partir da seleção realizada dos conteúdos para o ensino superior (Quadro 17). Há também o traço colorido indicando o grau de complexidade, sendo verde - fácil (os conceitos mais iniciais do tema); amarelo - médio (os conceitos intermediários do tema) e vermelho - difícil (os conceitos mais avançados do tema). Essa divisão em níveis pode permitir a adaptação ao planejamento, possibilitando que o professor possa selecionar as cartas para jogar de acordo com o andamento do conteúdo. As cartas especiais elaboradas para o jogo são mostradas na Figura 62:



Figura 62. Cartas especiais elaboradas para o jogo *Ligados*.

Fonte: Elaboração própria.

Nas cartas especiais, observa-se o conceito descrito de forma teórica e a correlação desse conceito dentro do jogo explicitada por meio do funcionamento de cada uma das cartas. A utilização das cartas especiais é prevista pelas regras do jogo, nas quais também estão descritas a utilização de um dado e um tabuleiro. O tabuleiro é mostrado pela Figura 63:

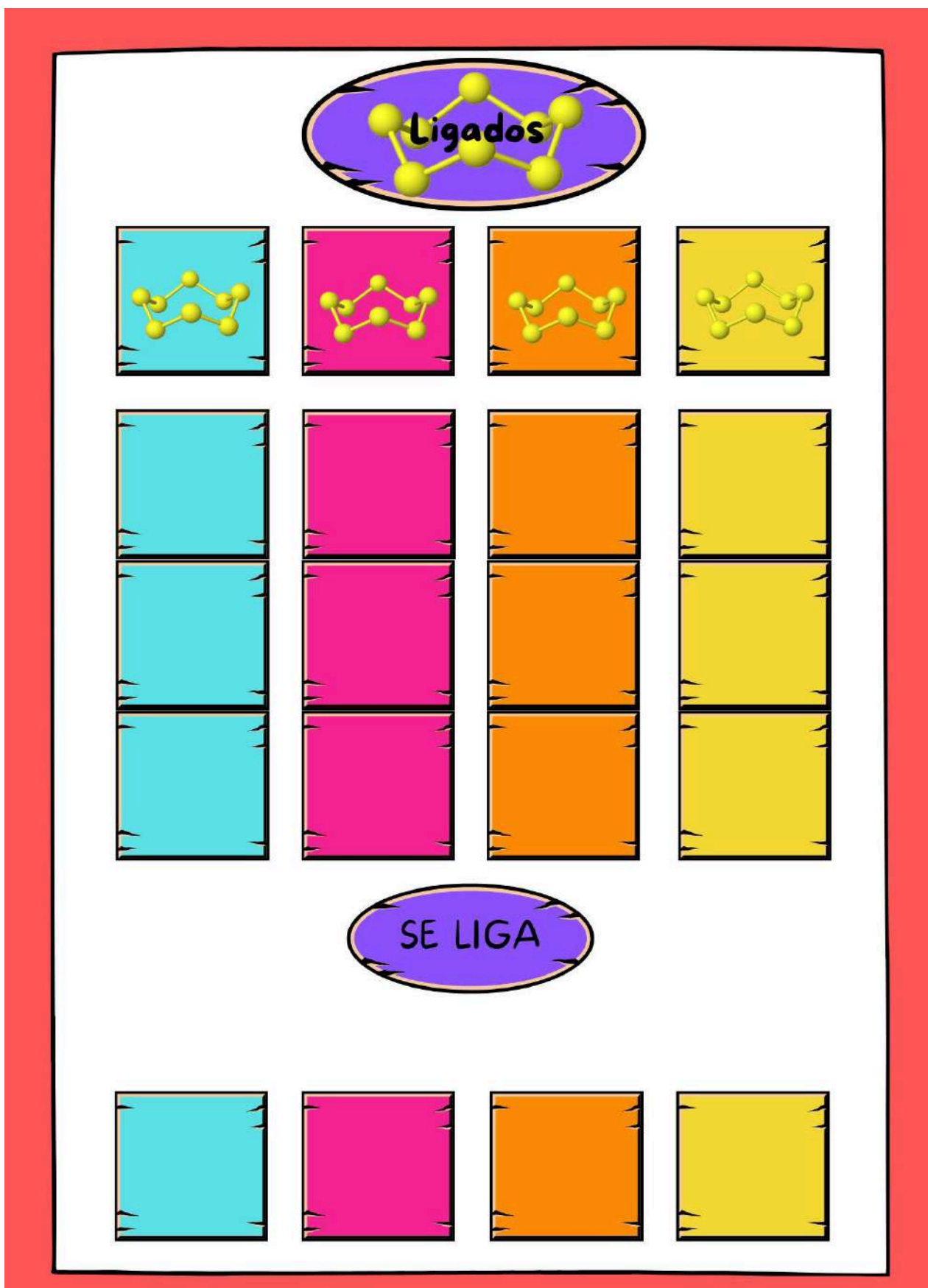


Figura 63. Tabuleiro elaborado para o jogo *Ligados*.

Fonte: Elaboração própria.

O tabuleiro permite que uma peça representativa para cada grupo de jogadores (um peão ou afins) se posicione em seu início. Assim, por meio das regras, torna-se possível progredir ou regredir ao decorrer do jogo. O dado, que guia a jogabilidade, é mostrado planejado, por meio da Figura 64:

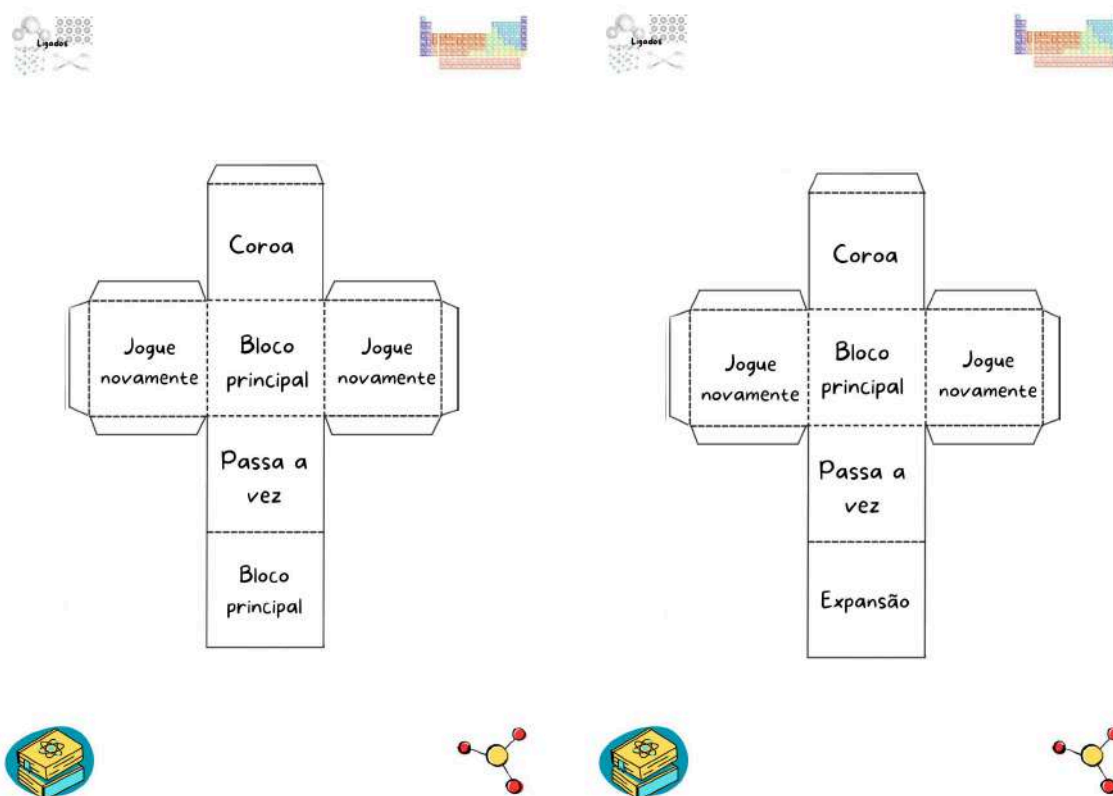


Figura 64. Dados elaborados para o jogo *Ligados*, para o ensino médio (à esquerda) e para o ensino superior (à direita).

Fonte: Elaboração própria.

Foram criados dois dados, um desenvolvido para o ensino médio, e um desenvolvido para o ensino superior. O dado incrementa a jogabilidade, apresentando as opções “passa a vez”, “jogue novamente”, e “coroa”. A opção “coroa” é uma regra implícita do jogo, permitindo que o grupo responda à uma pergunta diretamente para obter uma coroa. Cada grupo joga visando a obtenção dessas coroas, representadas pela molécula de S_8 , conforme representado na Figura 65.

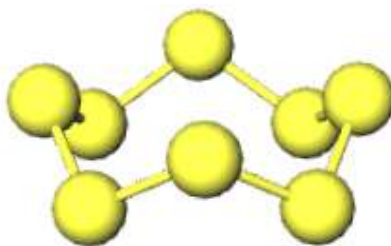


Figura 65. Molécula de S_8 - ciclo-octaenxofre.

Fonte: Elaboração própria.

O jogo Ligados funciona por meio das regras descritas na carta representada pela Figura 66:

Regras

- 1 - Cada grupo deve jogar o dado e responder à uma pergunta por vez.
- 2 - O tempo para resposta é de 60 segundos.
- 3 - Ao responder a pergunta corretamente, o jogador anda uma casa.
- 4 - Ao errar uma pergunta, o jogador retorna uma casa.
- 5 - Ao responder três perguntas corretamente e em sequência, o grupo deve responder à uma pergunta para ganhar uma "coroa".
- 6 - Ao conseguir quatro "coroas", o grupo vence o jogo.
- 7 - Existem quatro cartas especiais, e cada qual é designada a um dos grupos de jogadores.
 - Catalisador: quando utilizada, o tempo de resposta do adversário ou do próprio jogador diminui para 30 segundos.
 - Zero absoluto (0 K): quando utilizada, o jogador ou o adversário é congelado por uma rodada.
 - Entropia: quando utilizada, o tabuleiro se rearranja aleatoriamente.
 - Expansão do Octeto: ao utilizar essa carta, o adversário ou o próprio jogador joga novamente.
- 8 - Para vencer ao obter as quatro "coroas", o grupo de jogadores já deve ter jogado sua carta especial.

Figura 66. Regras do jogo educativo *Ligados*.

Fonte: Elaboração própria.

Como mostrado na Figura 66, no início do jogo, cada grupo deve jogar o dado e responder uma questão por vez, em um tempo de, no máximo, 60 segundos. Se acertar, o grupo progride uma casa no tabuleiro; entretanto, se errar, o grupo regride uma casa.

É necessário que os grupos respondam a três questões corretas em seus turnos de jogo, sem errar, para poder responder uma pergunta valendo uma das coroas. O objetivo é repetir esse processo quatro vezes, de modo a se obter quatro coroas e ser o vencedor.

Além disso, deve-se usar as cartas especiais: catalisador, zero absoluto, entropia e expansão do octeto. No início do jogo, cada carta especial é distribuída para um dos grupos, aleatoriamente. O catalisador pode ser utilizado para diminuir o tempo de resposta pela metade, para o oponente, ou para si mesmo. O zero absoluto pode ser utilizado para congelar o oponente, ou congelar a si mesmo, por uma rodada. A expansão do octeto pode ser utilizada para que o oponente, ou o próprio jogador, jogue novamente, e a entropia rearranja a posição das peças no tabuleiro de modo aleatório. Para que um dos grupos vença o jogo, a carta especial já deve ter sido jogada antes da obtenção da última coroa.

Outro elemento elaborado para o jogo *Ligados* é uma ficha de orientação, para facilitar a implementação do jogo em sala de aula, trazendo detalhes sobre o funcionamento do jogo em uma implementação. Isso faz com que o jogo não seja reduzido para apenas um jogo de perguntas e respostas memorizadas (Rezende; Soares, 2019). Essa ficha de orientação pode ser vista pelo Quadro 18.

Quadro 18. Ficha de orientação do jogo *Ligados*.

Ficha de Orientação - Jogo <i>Ligados</i>
O jogo <i>Ligados</i> foi pensado para uma intervenção pós aplicação do conteúdo em sala de aula. Entretanto, pode ser usado para trabalhar um conteúdo inicialmente, trazendo concepções alternativas e obstáculos epistemológicos e permitindo a exploração dos conceitos em sala de aula, sendo considerado um jogo didático e pedagógico. O tempo de duração para o jogo é de duas a quatro aulas. O jogo é composto de uma carta de regras, um gabarito, um tabuleiro um dado para o ensino médio e um dado para o ensino superior e 200 cartas de perguntas e respostas divididas em dois grupos: bloco principal, em azul, contendo 65 cartinhas para o ensino médio e bloco de expansão, em rosa, contendo 135 cartinhas para o ensino superior. Como jogar: 1. A turma é dividida em quatro grupos de alunos. O professor deve ler com a turma a carta de regras, que acompanha o jogo. 2. Cada grupo de alunos joga o dado uma vez, podendo obter as seguintes configurações: bloco principal, passa a vez, jogue novamente e coroa (Ensino Médio); bloco principal; expansão; passa a vez; jogue novamente e coroa (Ensino Superior). 2.1. A opção coroa é uma regra implícita do jogo (não aparece na carta de regras), e a partir dela, o grupo de estudantes pode responder à uma única pergunta diretamente para obter a coroa. 3. Após jogar o dado, o grupo de jogadores responde à uma pergunta de uma das categorias sorteada, passa a vez para o próximo grupo, joga o dado novamente ou responde à uma pergunta diretamente para se obter a coroa. 3.1 As cartas de perguntas e respostas podem ser lidas pelo professor, por um aluno do grupo ou ainda podem ser projetadas para toda a turma. 4. Se responder corretamente à pergunta, o grupo de jogadores avança uma casa no tabuleiro; mas se responder de forma errada, o grupo retorna uma casa. 5. Após responder à três perguntas corretamente e em sequência, o grupo de jogadores responde à uma questão para obter uma coroa. 6. O objetivo do jogo é obter quatro coroas para vencer. 6.1 É necessário o grupo já ter jogado sua carta especial para vencer o jogo ao obter as quatro coroas.

Fonte: Elaboração própria.

Na seção a seguir, será realizada a análise do jogo *Ligados*, de acordo com o referencial teórico-metodológico de jogos educativos.

5.4 Análise do Jogo

O jogo educativo proposto, *Ligados*, é capaz de equilibrar a função lúdica e a função educativa, segundo Kishimoto (1997) e Soares (2004). A função educativa é apresentada por meio dos conceitos acerca do tema de ligações químicas contidos nas cartinhas, sendo possível gerar discussões sobre os conceitos para a resposta, além de proporcionar uma competição entre os estudantes em busca de vencer o jogo, o que poderia ser considerado

como função lúdica, devido ao prazer ou desprazer obtido durante o tempo e no local em que o jogo ocorre. Além disso, ambas as funções também apresentam equilíbrio nas cartas especiais: o conceito é apresentado e as cartas são necessárias para o decorrer do jogo, por regra (Kishimoto, 1997; Soares, 2004). A confirmação desse equilíbrio será passível após a implementação, no entanto, é uma inferência possível de se fazer a partir da proposta.

O sentido do jogo é a busca por coroas por meio de perguntas e respostas, de acordo com o sistema de regras previamente apresentadas para reger o funcionamento do jogo. Outrossim, o jogo é materializado na forma de cartas, um dado, um tabuleiro e peças (peões); materiais criados para o jogo essenciais para a jogabilidade (Kishimoto, 1997)

Ligados apresenta os quatro critérios elencados por Soares (2004) para a escolha adequada de um jogo para o processo educativo. O valor experimental é apresentado dentro do jogo, permitindo a exploração dos conceitos e a manipulação das cartas - destacando-se a manipulação permitida pelas cartas especiais na jogabilidade. O valor de estruturação é apresentado pois é possível, durante o jogo, a criação e utilização de estratégias por parte dos jogadores, visando o melhor desempenho não somente em relação às respostas apresentadas para as perguntas, mas também visando utilizar-se dos recursos do jogo em estratégias para obter o melhor desempenho. Já o valor de relação é apresentado na forma da jogabilidade: o jogo é desenvolvido entre quatro grupos de jogadores, o que permite a aproximação entre os jogadores do mesmo grupo e a criação de um ambiente competitivo entre os diferentes grupos, buscando a vitória. Por fim, o valor lúdico é apresentado utilizando-se os recursos criados para o jogo (cartas, tabuleiro, dado e peões) visando a ludicidade - o prazer ou desprazer do jogador (Soares, 2004). A existência desses fatores será passível de confirmação após a implementação do jogo e da coleta de dados, entretanto, são inferências possíveis de se fazer a partir da proposta.

O jogo *Ligados* foi elaborado visando uma intervenção posterior ao conteúdo previamente abordado. No caso, o conteúdo de ligações químicas seria primeiramente trabalhado e o jogo proposto seria aplicado depois, abordado o conteúdo de modo a aplicá-lo ou avaliá-lo. Isso também permitiria um *feedback* de como o conteúdo trabalhado foi assimilado pelos alunos, possibilitando que o professor possa rever aspectos das principais dificuldades apresentadas pelos alunos em relação à forma a qual o conteúdo foi abordado. No entanto, devido ao referencial no qual se trouxe o jogo, ele permite explorar os conceitos em sala de aula, além de trazer concepções alternativas e obstáculos epistemológicos. Esses fatores fazem com que o jogo possa ser considerado, respectivamente, didático e pedagógico (Rezende; Soares, 2019).

Em termos de classificação dos jogos, é possível classificá-los em relação ao nível de interação entre o jogo e o jogador e entre os tipos de jogos, segundo a classificação proposta por Caillois (1990). Em termos de classificação entre o nível de interação entre o jogo proposto e o jogador, pode-se classificar o jogo *Ligados* como Nível II. É uma atividade lúdica que ocorre na forma de competição, realizada em grupo, com um objetivo comum - obter quatro coroas de S_8 para vencer.

Já sobre a classificação proposta por Caillois (1990) em tipos de jogos, *Ligados* é classificado como *Agôn* e *Alea*. É uma atividade competitiva, na forma de disputa, e por meio das cartas, apresenta perguntas nas quais o grupo de jogadores deve se mostrar mais preparado em relação ao conteúdo apresentado previamente pelo professor, além de não necessitar habilidades prévias de acordo com a ordem na qual se tira as cartas, predominando o acaso (Piccolo, 2008). Dessa forma, não há a interpretação de personagens (mimetismo) por parte dos jogadores e não há a busca por vertigem em parte alguma do jogo.

O jogo proposto também apresenta potencial de se trabalhar as concepções alternativas, conforme demonstra a Figura 67:

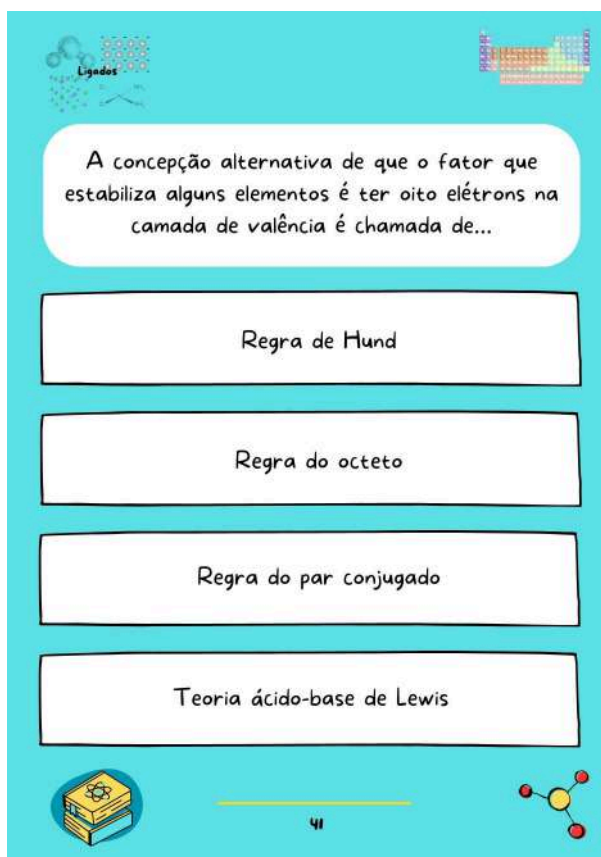


Figura 67. Concepção alternativa abordada no jogo educativo *Ligados*.

Fonte: Elaboração própria.

A regra do octeto é apresentada na Figura 67. Essa regra implica que os elementos são estabilizados com oito elétrons em sua camada de valência (configuração de um gás nobre) (Chang, 2010) e, embora apresentada como uma regra propriamente dita, isso não acontece com a maior parte dos elementos. A estabilização da ligação ocorre em termos energéticos, e não por tornar um elemento parecido com um gás nobre ou se obter oito elétrons. Também não seria correto chamar de regra, pois o octeto se configura mais em uma exceção, já que se aplica a um número reduzido de compostos. Além disso, a Figura 68 mostra outro aspecto da estabilização de ligações abordado:

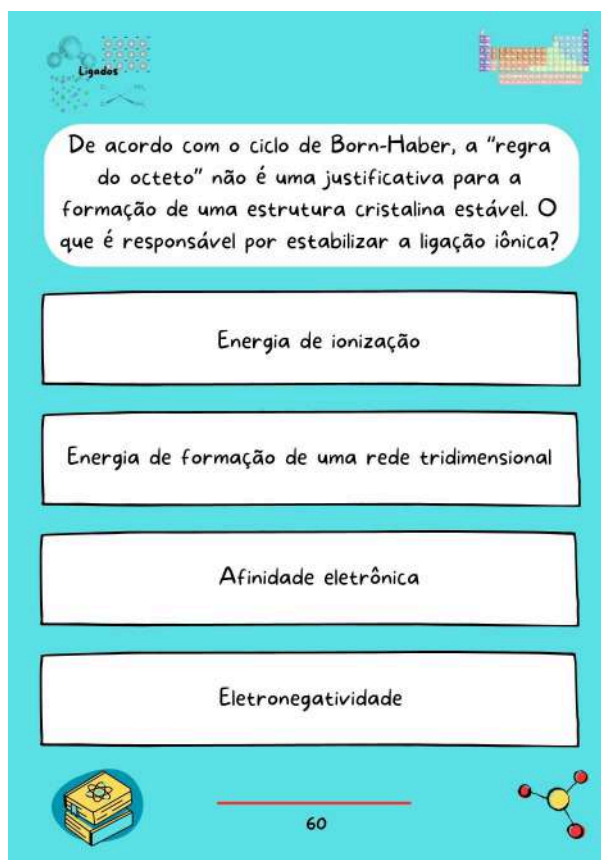


Figura 68. Concepção alternativa no jogo educativo *Ligados*.

Fonte: Elaboração própria.

O exemplo contido na Figura 68 também demonstra que a regra do octeto não é o que estabiliza a formação de uma ligação iônica, mas sim a energia de formação de uma rede tridimensional (Barros, 1992; Mortimer; Mol; Duarte, 1994). E não somente as concepções alternativas, mas os possíveis obstáculos epistemológicos são trazidos também no jogo, como pode ser visto na Figura 69:

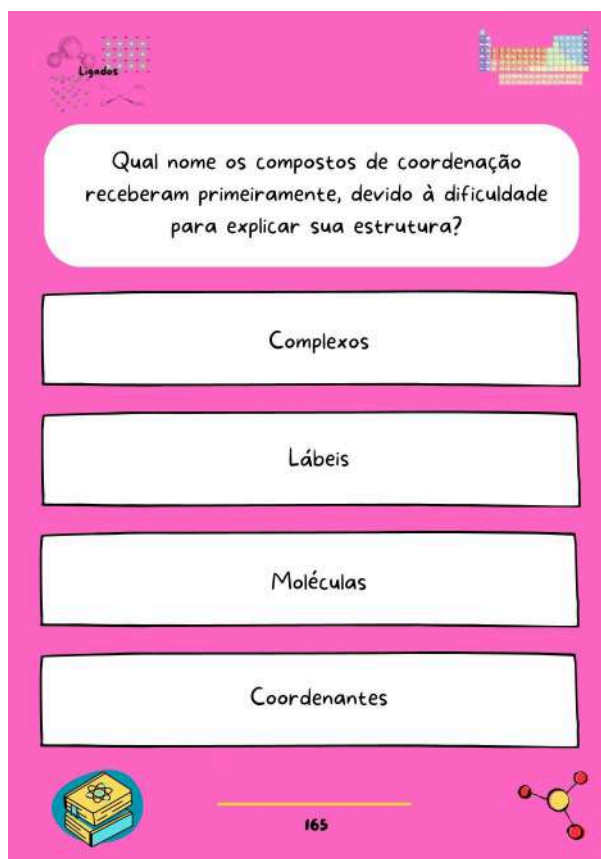


Figura 69. Obstáculo epistemológico abordado no jogo educativo *Ligados*.

Fonte: Elaboração própria.

A carta da Figura 69 apresenta o termo “complexos”, termo que surgiu ao início dos trabalhos com os compostos de coordenação que consideravam suas estruturas difíceis de se explicar (Toma, 2013). Embora muito utilizado na área até hoje, o termo pode se configurar em um obstáculo para a aprendizagem. Esses aspectos acima são considerados importantes pois, segundo Fernandes, Campos e Marcelino (2010), é por meio de estratégias didáticas ativas que o conteúdo de ligações químicas pode ser abordado de forma a superar a elevada abstração que dificulta o entendimento dos alunos.

Por fim, entende-se que o eixo central de um jogo educativo é o seu referencial epistemológico no qual é baseado. Na concepção piagetiana, o jogo proposto é classificado como jogo de regras. As regras ressaltam os limites do jogo, e as relações interindividuais e sociais são demonstradas pelas discussões em grupos que possuem sua importância na construção do conhecimento, como apresentado pela concepção piagetiana (Piaget, 1964; Rezende; Soares, 2019).

Além disso, e embora as curvas propostas por Piaget (Figura 57) se alterem em suas ocorrências de acordo com a época a qual foram propostas, nota-se que a idade para qual o

jogo foi proposto (estudantes do ensino médio e ensino superior) está de acordo previsão para a predominância deste tipo de jogo na vida de uma pessoa (Piaget, 1964; Piaget, 2014; Rezende; Soares; 2017).

Com base nessa análise, entende-se que o jogo elaborado *Ligados* possui as características necessárias para um bom jogo educativo, sendo capaz de abordar os conceitos do tema ligações químicas no ensino médio e no ensino superior.

6. CONSIDERAÇÕES FINAIS

O foco central deste trabalho foi: desenvolver e otimizar um jogo educativo para abordar os conteúdos de ligações químicas, no ensino médio, com uma expansão de cartas específicas para o ensino superior. Para tal, utilizou-se do modelo de UDM adaptado de modo a trazer uma fundamentação teórica e metodológica e um referencial epistemológico sólidos.

O modelo proposto de UDM adaptado como UEJ comportou a elaboração de um jogo educativo, sendo possível selecionar os conteúdos e descrevê-los de forma adequada de acordo com o contexto, trazendo também um perfil conceitual com as principais linhas de pensamento acerca de ligações químicas contidas na literatura. Além disso, foi possível elencar concepções alternativas e obstáculos epistemológicos acerca do tema para ressaltar aspectos a se reforçar e aspectos a se evitar no jogo.

A base em um referencial epistemológico permite adequar o referencial teórico para que o jogo não fique apenas pelo lúdico, mas que esteja sustentado por uma concepção que guie a construção do conhecimento. O referencial epistemológico conduziu a elaboração de um objetivo para o jogo adequado à sua descrição e recursos elaborados para a jogabilidade, e também guiou a análise baseada no referencial teórico-metodológico.

Por fim, entende-se que o jogo proposto, *Ligados*, pode ser utilizado como uma estratégia didática para abordar os conteúdos acerca do tema de ligações químicas com um bloco principal para o ensino médio e uma expansão para o ensino superior. Entretanto, é necessário o devido conhecimento acerca da teoria do lúdico, tal qual um sólido conhecimento teórico acerca do tema para que o jogo possa não somente servir como um passatempo ou uma distração, mas abranger todos os benefícios que uma atividade lúdica possa oferecer.

Dessa forma, como perspectivas futuras deste trabalho, sugere-se:

I) Aplicar o jogo educativo *Ligados*, proposto neste trabalho, em sala de aula e avaliar seu potencial, tal qual possíveis limitações, de forma prática;

II) Aprimorar o modelo de UEJ para comportar outros referenciais para análise, de forma a torná-lo mais abrangente para a elaboração de jogos educativos.

REFERÊNCIAS

- Alves, M. **Características, elementos e importância do planejamento didático-pedagógico**: uma revisão de termos e conceitos utilizados na área de Ensino de Ciências. Orientador: Amadeu Moura Bego. 2018. 130f. Dissertação (Mestrado em Química) - Instituto de Química, Universidade Estadual Paulista, Araraquara, 2018.
- Alves, M.; Bego, A. M. A celeuma em torno da temática do planejamento didático-pedagógico: definição e caracterização de seus elementos constituintes. **Revista Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências**, v. 20, p. 71 - 96, 2020.
- Anastasiou, L. G. C.; Alves, L. P. (Orgs.). Estratégias de ensinagem. *In*: **Processos de ensinagem na universidade**: pressupostos para as estratégias de trabalho em aula. Cap. 3. p. 75-106. Joinville: Univille, 2003.
- Atkins, P.; Jones, L.; Laverman, L. **Princípios de Química**: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. 7 ed. Porto Alegre: Editora Bookman, 2018.
- Bachelard, G. **A filosofia do não**: o novo espírito científico. São Paulo: Abril Cultural, 1978.
- Bachelard, G. **A Formação do Espírito Científico**. Rio de Janeiro: Contraponto, 1996.
- Baltieri, R. S. **As naturezas da ligação covalente**: uma proposta de perfil conceitual. 123f. Orientador: Amadeu Moura Bego. Coorientador: Marco Aurélio Cebim. Dissertação (Mestrado em Química) – Instituto de Química, Universidade Estadual Paulista, Araraquara, 2020.
- Barros, H. L. C. **Química Inorgânica**: Uma Introdução. Belo Horizonte: Editora UFMG, 1992.
- Bego, A. M. A implementação de Unidades Didáticas Multiestratégicas na formação inicial de professores de Química. **Textos FCC**, v. 50, p. 55 - 72, 2016.
- Bego, A. M.; Ferrarini, F. O. C.; Moralles, V. A. Ressignificação dos estágios curriculares supervisionados por meio da implementação de Unidades Didáticas Multiestratégicas. **Educação Química: em ponto de vista**, v. 5, n. 1, p. 5 - 28, 2021.
- Brasil. **Diretrizes Curriculares Nacionais para o Ensino Superior**. Ministério da Educação (MEC), 2001. Disponível em: <http://portal.mec.gov.br/>. Acesso em: 5 nov. 2024.
- Caillois, R. **Os jogos e os homens**. Lisboa: Cotovia, 1990.
- Chang, R. **Química Geral**. 4 ed. Porto Alegre: ArtMed, 2010.
- Chang, R.; Goldsby, K. A. **Química**. 11 ed. Porto Alegre: AMGH, 2013.
- Copag. **Perguntados**: o jogo de tabuleiro. 1. ed. São Paulo: Copag, 2016.
- Felício, C. M.; Soares, M. H. F. B. Da intencionalidade à responsabilidade lúdica: novos termos para uma reflexão sobre o uso de jogos no ensino de química. **Química Nova na Escola**, São Paulo, v. 40, n. 3, p. 160 -1 68, 2018.

Fernandes, L. S.; Campos, A. F.; Marcelino Júnior, C. A. C. Concepções alternativas dos estudantes sobre ligação química. **Experiências em Ensino de Ciências**, v. 5, n. 3, p. 13 - 22, 2010.

Ferrarini, F. O. C. **Desenvolvimento do conhecimento prático-profissional no processo de implementação de unidades didáticas multiestratégicas para o ensino de Química no contexto da formação inicial de professores**. Orientador: Amadeu Moura Bego. 2020. 426f. Tese (Doutorado em Química) - Instituto de Química, Universidade Estadual Paulista, Araraquara, 2020.

Focetola, P. B. M.; Castro, P. J.; Souza, A. C. J.; Grion, L. S.; Pedro, N. C. S.; Iack, R. S.; Almeida, R. X.; Oliveira, A. C.; Barros, C. V. T.; Vaitsman, E.; Brandão, J. B.; Guerra, A. C. O.; Silva, J. F. M. Os Jogos Educacionais de Cartas como Estratégia de Ensino em Química. **Química Nova na Escola**, v. 34 n. 4, 248 – 255, 2012.

Garcez, E. S. C.; Soares, M. H. F. B. Um estudo do estado da arte sobre a utilização do lúdico em ensino de química. **Revista Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências**, Belo Horizonte, v. 17, n. 1, p. 183-214, 2017.

Housecroft, C. E.; Sharpe, A. G. **Química Inorgânica**. v. 1. 4. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2013.

Huizinga, J. **Homo Ludens: o jogo como elemento de cultura**. 4a. ed. São Paulo: Perspectiva, 2000.

Kishimoto, T. M. **Jogo, Brinquedo, Brincadeira e a Educação**. 12 ed. São Paulo: Cortez, 1997.

Lee, J. D. **Fundamentos da química inorgânica**. São Paulo: Edgard Blucher, 1971.

Lima, L. R. F. C.; Messeder Neto, H. S. O debate conceitual do jogo no ensino de química/ciências: nem todos os “is” têm pinga. **Revista Eletrônica Ludus Scientiae**, v. 5, 2021.

Lopes, A. C. Obstáculos epistemológicos nos livros didáticos de química. In: LOPES, A. C. **Currículo e epistemologia**. Ijuí: Editora Unijuí, 2007.

Marques, D. A. **Estudo do desenvolvimento de modelos mentais sobre o conceito de ligações químicas e sua relação com obstáculos epistemológicos**. Orientadora: Sidilene Aquino de Farias. 2015. Dissertação (Mestrado em Química) - Instituto de Ciências Exatas. Universidade Federal do Amazonas, 2015.

Menezes Leão, N. M.; Kalhil, J. B. Concepções alternativas e os conceitos científicos: uma contribuição para o ensino de ciências. **Latin-American Journal of Physics Education**, v. 9, n. 4, p. 12, 2015.

Morales, V. A. **Vamos modelar, professor Hélio?** Desenvolvimento do conhecimento prático-profissional por meio da implementação de uma Unidade Didática Multiestratégica. Orientador: Amadeu Moura Bego. 543f. 2021. Tese (Doutorado em Química) – Instituto de Química. Universidade Estadual Paulista, Araraquara, 2021.

Mortimer, E. F.; Mol, G.; Duarte, L. P. Regra do Octeto e Teoria da Ligação Química no Ensino Médio: Dogma ou Ciência? **Química Nova**, v. 17, n. 2, p. 243 - 252, 1994.

Mortimer, E. F. Conceptual change or Conceptual Profile change? **Science & Education**, v. 4, n. 3, p. 267 - 285, 1995.

Mortimer, E. F. Sobre chamadas e cristais: a linguagem cotidiana, a linguagem científica e o ensino de ciências. In: Chassot, A.; Oliveira, R. J. (Org.). **Ciência, ética e cultura na educação**. São Leopoldo: Ed. Unisinos, p. 99 - 118, 1998.

Piaget, J. **La Formation du Sémbole chez l'enfant imitation, Jeu et Rêve, image et Représentation**. 3 ed. Neuchâtel: Editions Delachaux et Niestlé, 1964.

Piaget, J. **Relações entre a Afetividade e a Inteligência no Desenvolvimento Mental da Criança**. Rio de Janeiro: Wak Editora, 2014.

Piccolo, G. M. O universo lúdico proposto por Caillois. Lecturas: Educación Física y Deportes. **Revista Digital**, v. 13, n. 127, 2008.

Rayner-Canham, G.; Overton, T. **Química inorgânica descritiva**. 5.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2015.

Rezende, F. A. M.; Soares, M. H. F. B. Análise teórica e epistemológica de jogos para o ensino de química publicados em periódicos científicos. **Revista Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências**, n. 19, p. 747 - 774, 2019.

Romano, C. G.; Carvalho, A. L.; Mattano, I. D.; Chaves, M. R. M.; Antoniassi, B. Perfil químico: um jogo para o ensino da tabela periódica. **Revista Virtual de Química**, v. 9, n. 3, p. 1235 - 1244, 2017.

Russell, J. B. **Química Geral**. São Paulo: McGraw-Hill, 1982.

Sánchez Blanco, G.; Valcárcel Pérez, M. V. Diseño de unidades didácticas en el área de Ciencias Experimentales. **Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas**, v. 11, n. 1, p. 33 - 44, 1993.

Sanmartí, N. Organización y secuenciación de las actividades de enseñanza/aprendizaje. In: **Didáctica de las ciencias em la educación secundaria obligatoria**. Madrid: Editorial Síntesis, cap. 8, p. 169 - 204, 2009.

Santos, C. M. A.; Silva, R. A. G.; Wartha, E. J. O conceito de eletronegatividade na educação básica e no ensino superior. **Química Nova**, v. 34, n. 10, p. 1846 - 1851, 2011.

São Paulo. **Currículo Paulista**. São Paulo: Secretaria da Educação do Estado de São Paulo - SEDUC/SP, 2023.

Shriver, D. F.; Atkins, P.; Overton, T.; Rourke, J.; Weller, M.; Armstrong, F.; Hagerman, M. **Inorganic Chemistry**. 5 ed. Nova York: W. H. Freeman and Company, 2010.

Soares, M. H. F. B. **O lúdico em Química**: jogos e atividades aplicados ao ensino de Química. Tese (Doutorado em Química). Orientador: Éder Tadeu Gomes Cavalheiro. Universidade Federal de São Carlos (UFSCAr), 2004.

Soares, M. H. F. B. Jogos e atividades lúdicas no ensino de química: uma discussão teórica necessária para novos avanços. **Debates em Ensino de Química**, Recife, v. 2, n. 2, p. 5-13, 2016.

Solomons, T.W G.; Fryhle, C. B.; Snyder, S. A. **Química Orgânica**. v.1. 12 ed. Rio de Janeiro: LTC, 2018.

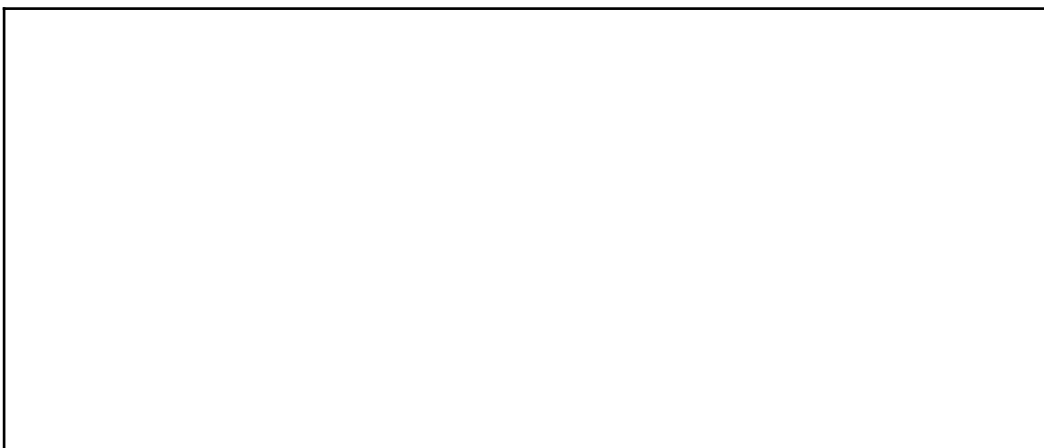
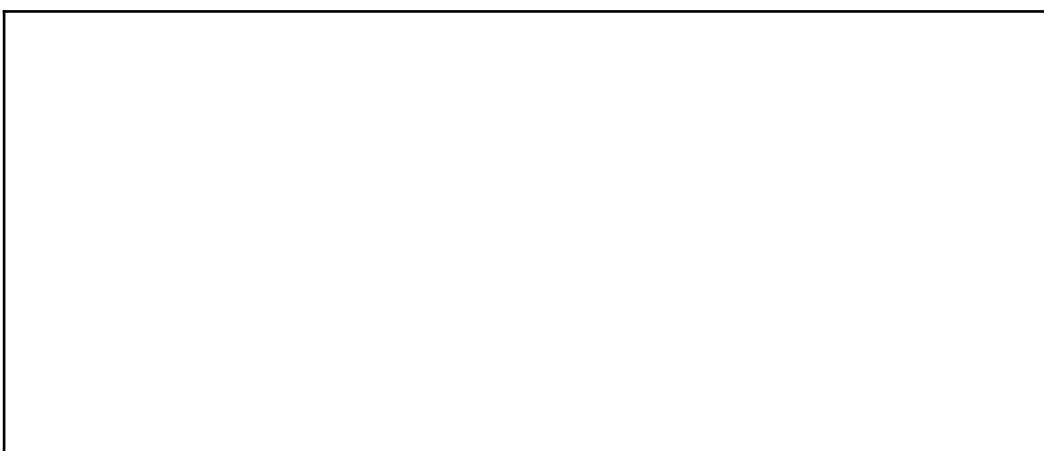
Teodoro, S. R.; Nardi, R. A história da ciência e as concepções alternativas de estudantes como subsídios para o planejamento de um curso sobre atração gravitacional. *In*: Nardi, R. **Educação em ciências da pesquisa à prática docente**. 4 ed. São Paulo: Escrituras Editora, Cap.4, p. 41 - 56, 2010.

Toma, H. E. **Química de coordenação organometálica e catálise**. São Paulo: Editora Blucher, 2013.

Toma, H. E. T.; Ferreira, A. M. C.; Massabni, A. M. G.; Massabni, A. C. **Nomenclatura básica de química inorgânica**: adaptações simplificada, atualizada e comentada das regras da IUPAC para língua portuguesa (Brasil). São Paulo: Blucher, 2014.

Weller, M.; Overton, T.; Rourke, J.; Armstrong, F. **Química Inorgânica**. 6 ed. Porto Alegre: Bookman, 2017.

APÊNDICE A - Instrumento de Coleta de dados - Questionário**Nome (opcional):****Quais conteúdos você considera essenciais no ensino de:****a) Ligação Iônica (Ensino Médio):****b) Ligação Iônica (Ensino Superior):**

c) Ligação Covalente (Ensino Médio):**d) Ligação Covalente (Ensino Superior):****e) Ligação Metálica (Ensino Médio):**

f) Ligação Metálica (Ensino Superior):**g) Ligação Coordenada (Ensino Superior):**

APÊNDICE B - Modelo de UEJ para o jogo *Ligados*

CONTEXTO PARA A ELABORAÇÃO DO JOGO	
Nível de ensino	Ensino Médio e Ensino Superior
Ano	-
Disciplina	Química / Química Geral / Química Inorgânica
Tema	Ligações Químicas
Pré-requisitos para o estudo do tema	Classificação dos elementos químicos; configuração eletrônica; eletronegatividade; energia de ionização; afinidade eletrônica; raio atômico e raio iônico.
Orientações curriculares oficiais acerca do tema	O Currículo Paulista apresenta a seguinte habilidade para ligações químicas, no ensino médio: (EM13CNT202) Analisar as diversas formas de manifestação da vida em seus diferentes níveis de organização, bem como as condições ambientais favoráveis e os fatores limitantes a elas, com ou sem o uso de dispositivos e aplicativos digitais (como softwares de simulação e de realidade virtual, entre outros). Além disso, as Diretrizes Curriculares Nacionais - DCN (2001, p. 5), apresentam a seguinte habilidade para cursos de Licenciatura em Química e Bacharelado em Química: - Compreender os conceitos, leis e princípios da Química. - Conhecer as propriedades físicas e químicas principais dos elementos e compostos químicos que possibilitem entender e prever o seu comportamento físico-químico e aspectos de reatividade, mecanismos e estabilidade.

ANÁLISE CIENTÍFICO-EPISTEMOLÓGICA	
Descrição dos conteúdos conceituais - Três níveis do conhecimento químico (teórico, fenomenológico e representacional)	<i>A descrição detalhada dos conteúdos conceituais está neste trabalho na seção 2.3 Ligações Químicas</i>

Perfil conceitual ou desenvolvimento histórico do tema	Baltieri (2020) apresenta uma proposta de perfil conceitual para a ligação covalente: Em uma zona animismo, a ligação covalente é relacionada com as características humanas (antropomorfizada), pelas espécies “gostarem” de se ligar. Em uma zona realismo, sua definição pode ser atribuída às espécies (metais, ametais, íons), pode ser considerada uma força ou algo que une as espécies sem influências externas, ou é vista como inexistente. Já em uma zona essencialismo, a ligação é vista como um par de elétrons, enquanto na zona empirismo é vista como algo que absorve/libera energia ou é representada por meio de um valor numérico (valência). Na zona racionalismo clássico, a ligação é vista como propriedade dos elétrons ou átomos, que controlam suas propriedades. Na zona racionalismo moderno a ligação envolve todos os elétrons e núcleos, e é vista como parte do orbital localizado ou como a hibridização. Por fim, na zona racionalismo dialético a ligação é vista como orbitais (idênticos à ilustração) que estabilizam ou desestabilizam a molécula.
Referências	Baltieri, R. S. As naturezas da ligação covalente: uma proposta de perfil conceitual. 123f. Orientador: Amadeu Moura Bego. Coorientador: Marco Aurélio Cebim. Dissertação (Mestrado em Química) – Instituto de Química, Universidade Estadual Paulista, Araraquara, 2020.

ANÁLISE DIDÁTICO-PEDAGÓGICA

**Concepções
alternativas dos
estudantes acerca
dos conteúdos
conceituais do jogo**

Acerca da **ligação iônica**, Fernandes, Campos e Marcelino (2010) elencam as seguintes concepções alternativas:

- Ocorre entre átomos do mesmo elemento;
- É mais forte do que a ligação covalente;
- Ligações iônicas fracas se quebram durante a dissolução;
- Compostos iônicos têm elétrons livres quando dissolvidos, mas não no estado sólido;
- A condutividade elétrica de um sal dissolvido em água depende do metal presente no sal;
- A configuração eletrônica determina a quantidade de ligações iônicas a serem formadas;
- A ligação iônica é formada somente entre átomos que doam ou recebem elétrons;
- A transferência de elétrons em uma ligação iônica visa a formação de uma camada completa.

Já sobre a **ligação covalente**, os autores (2010) elencam as concepções alternativas a seguir:

- Os pares eletrônicos se distribuem de forma igualitária em todas as ligações;
- Moléculas apolares são formadas quando os átomos possuem eletronegatividades parecidas;
- O formato das moléculas é determinado pelos pares eletrônicos que não fazem parte da ligação;
- Uma molécula é polar pois suas ligações são polares;
- Ocorre entre um metal e um gás nobre;
- O par de elétrons fica parado entre os dois núcleos;
- É formada pelo resultado do compartilhamento de elétrons da camada de valência de metais e não-metais;
- É formada entre um ametal e íons.

Por fim, com relação à ligação metálica, as seguintes concepções alternativas são citadas:

- Não é uma ligação real, visto que não envolve o compartilhamento de elétrons;
- Sólidos metálicos são de natureza molecular;
- Ligações metálicas envolvem interações intermoleculares;
- Cargas positivas em compostos metálicos não são cátions, mas sim núcleos;
- Os elevados pontos de fusão e ebulição dos metais são por conta das características iônicas;
- Ocorre por meio do compartilhamento de elétrons e é parecida com a ligação iônica;
- As ligações em metais maleáveis são fracas.

Obstáculos epistemológicos relacionados aos conteúdos conceituais do jogo - Obstáculo da experiência primeira - Obstáculo verbal - Obstáculo substancialista - Obstáculo realista - Obstáculo animista	Marques (2015), elenca alguns obstáculos epistemológicos acerca das ligações químicas: - Na ligação covalente os átomos usam os elétrons em parceria; - Os gases nobres já nascem estáveis e têm pouca vontade de se unir a outros elementos; - A nuvem de elétrons funciona como uma ligação metálica, mantendo os átomos unidos; - Semelhante dissolve semelhante. Os obstáculos citados pelo autor são frutos de se atribuir vida às espécies (1 e 2), a se substituir a explicação de um fenômeno pelas características de uma substância (3) e à falta de abstração necessária para se explicar um fenômeno (4) (Bachelard, 1996; Lopes, 2007).
Implicações do conteúdo a ser abordado no jogo - Aspectos a evitar ou a reforçar	- Reforçar que as espécies não possuem desejos de se ligar; - Evitar atribuir sensações e vida às espécies; - Não atribuir uma explicação de um fenômeno apenas à uma propriedade de uma única substância.
Referências	Bachelard, G. A Formação do Espírito Científico. Rio de Janeiro: Contraponto, 1996. Fernandes, L. S.; Campos, A. F.; Marcelino Júnior, C. A. C. Concepções alternativas dos estudantes sobre ligação química. Experiências em Ensino de Ciências, v. 5, n. 3, p. 13-22, 2010. Lopes, A. C. Obstáculos epistemológicos nos livros didáticos de química. In: LOPES, A. C. Currículo e epistemologia. Ijuí: Editora Unijuí, 2007. Marques, D. A. Estudo do desenvolvimento de modelos mentais sobre o conceito de ligações químicas e sua relação com obstáculos epistemológicos. Orientadora: Sidilene Aquino de Farias. 2015. Dissertação (Mestrado em Química) - Instituto de Ciências Exatas. Universidade Federal do Amazonas, 2015.

REFERENCIAL EPISTEMOLÓGICO	
Princípios do referencial epistemológico utilizado como base no desenvolvimento do jogo	O jogo é definido por Piaget (1964) mais como assimilação (incorporação de uma nova informação em um esquema mental já existente, sem modificar esse esquema) do que acomodação (incorporação de uma nova informação modifica um esquema mental já existente para adequar o novo conceito). Conforme a capacidade de assimilação de um indivíduo aumenta, devido ao seu desenvolvimento cognitivo, o lúdico também se intensifica. Inicialmente, a criança joga de modo espontâneo, sem um objetivo propriamente dito. Atividades mecânicas ocorrem a princípio, que passam a um maior grau de complexidade conforme a criança cresce e passa a se envolver de forma diferente no jogo, já com um objetivo (Piaget, 1964). Dessa forma, Piaget classifica o jogo de acordo com o nível de pensamento verbal e intuitivo, de modo a considerar os estímulos biológicos recebidos pelo indivíduo. Isso pode ser influenciado pela cultura e contexto social, categorizando-os em: <i>I)</i> Jogo de exercício: visa o divertimento apenas, sem a necessidade de aprendizagem. Emissão de sons pela criança que gera o divertimento; repetições que geram prazer. <i>II)</i> Jogo simbólico: associação de objetos com o cotidiano e fatos vivenciados; imitações. <i>III)</i> Jogo de regras: intensificação das relações sociais e interindividuais; regras que ressaltam os limites da realidade. Capacidade de assimilação e acomodação de alguns conceitos. Os jogos de exercício (<i>I</i>) surgem ao início da vida de um indivíduo, enquanto os jogos simbólicos (<i>II</i>) e os jogos de regras (<i>III</i>) passam a surgir apenas futuramente, e tendem a aumentar até certas idades. Isso não significa que o indivíduo perca o interesse pelos outros tipos, mas sim que os tipos mais complexos tendem a se intensificar mais conforme o indivíduo se desenvolve (Piaget, 1964; Piaget, 2014; Rezende e Soares, 2019).

Referências	Piaget, J. La Formation du Symbole chez l'enfant imitation, Jeu et Rêve, image et Représentation. 3 ed. Neuchâtel: Editions Delachaux et Niestlé, 1964. Piaget, J. Relações entre a Afetividade e a Inteligência no Desenvolvimento Mental da Criança. Rio de Janeiro: Wak Editora, 2014. Rezende, F. A. M.; Soares, M. H. F. B. Análise teórica e epistemológica de jogos para o ensino de química publicados em periódicos científicos. Revista Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências, n. 19, p. 747 - 774, 2019.
---------------------------	--

TÍTULO, OBJETIVO E DESCRIÇÃO DO JOGO	
Título do Jogo Educativo	<i>Ligados</i>
Objetivo de aprendizagem do jogo	O objetivo do jogo <i>Ligados</i> é aplicar os princípios por trás dos conceitos de ligações químicas abordados previamente, executando-os de modo a discutir os modelos e teorias ao jogar para fixá-los, além de servir como uma ferramenta de avaliação.

Elementos,
instrumentos e
recursos
desenvolvidos
para o jogo
- Cartas, tabuleiro,
peças, etc.

Ligados

O que é o raio iônico?

O raio de um átomo neutro

O raio de um cátion ou ânion

O diâmetro de um íon

A massa de um íon

Ligados

"Dois elétrons não podem possuir todos os quatro números quânticos iguais." A qual princípio essa frase se refere?

Princípio da Exclusão de Pauli

Regra de Hund

Regra do octeto

Regra de Lewis

Catalisador

Um catalisador é uma substância que cria um novo caminho de menor barreira energética para a reação, fazendo com que ela ocorra de maneira mais rápida.

O tempo de resposta para o adversário escolhido ou para o próprio jogador diminui para 30 segundos.

Ligados

SE LIGA

Ligados

Coroa

Jogue novamente

Bloco principal

Jogue novamente

Passa a vez

Expansão

Regras

- 1 - Cada grupo deve jogar o dado e responder uma questão por vez.
- 2 - O tempo para resposta de cada questão é 60 segundos.
- 3 - Ao responder a questão corretamente, o jogador anda uma casa.
- 4 - Ao errar uma questão, o jogador retorna uma casa.
- 5 - Ao responder três questões corretamente e em sequência, o jogador deve responder uma questão para ganhar uma "coroa".
- 6 - Ao conseguir quatro "coroas", o jogador vence o jogo.
- 7 - Existem quatro cartas especiais, e cada qual é designada a um dos jogadores.
 - Catalisador: quando utilizada, o tempo de resposta do adversário diminui para 30 segundos.
 - Zero absoluto (0 K): quando utilizada, o jogador ou o adversário é congelado por uma rodada.
 - Entropia: quando utilizada, o tabuleiro se rearranja aleatoriamente.
 - Expansão do Octeto: ao utilizar essa carta, o adversário ou o próprio jogador joga novamente.
- 8 - Para vencer ao obter as quatro "coroas", o jogador já deve ter jogado sua carta especial.

	Elaborou-se para o jogo proposto, <i>Ligados</i>, cartas de perguntas com alternativas em um bloco principal para o ensino médio (azul), com uma expansão para o ensino superior (rosa) e cartas especiais (roxo), contendo os conceitos abordados no jogo explicados. Além disso, também elaborou-se um tabuleiro para a jogabilidade, um dado para o bloco principal do jogo e um dado para o bloco de expansão. Ademais, elaborou-se uma carta de regras e uma carta com o gabarito. No tabuleiro, os jogadores podem usar peças que os representem para andar avançar ou regredir segundo o funcionamento do jogo, que será descrito a seguir.
Descrição detalhada do funcionamento do jogo	O jogo educativo <i>Ligados</i> (Apêndice C) é um jogo de perguntas e respostas, baseado no jogo Perguntados (Copag, 2016). O jogo possui um <i>deck</i> com 206 cartas, sendo 200 perguntas com alternativas; quatro cartas especiais; uma carta de gabarito e um dado para o ensino médio e um dado para o ensino superior, juntamente com um tabuleiro. As cartas de perguntas e respostas são divididas em dois blocos, um bloco principal e um bloco de expansão. O bloco principal (em azul) de <i>Ligados</i> possui 65 cartas para ensino médio, enquanto o bloco de expansão (em rosa) contém 135 cartas para o ensino superior. A carta de regras prevê o seguinte funcionamento para o jogo proposto: - Os estudantes são divididos em quatro grupos, cada qual recebe uma carta especial. Cada grupo deve jogar o dado e responder uma questão por vez, em um tempo de, no máximo, 60 segundos. Se acertar, o grupo progride uma casa no tabuleiro, enquanto se errar, regride uma casa; - Ao responderem três questões corretamente em seus devidos turnos de jogo, sem errar, o grupo pode responder uma pergunta valendo uma coroa (representada pela molécula de S₈); - Outrossim, deve-se utilizar as cartas especiais (catalisador, zero absoluto, entropia e expansão do octeto). O catalisador diminui o tempo de resposta pela metade; o zero absoluto permite congelar o oponente ou congelar a si mesmo, por uma rodada; já a expansão do octeto pode ser utilizada para que o oponente ou o próprio jogador jogue novamente, enquanto a entropia é capaz de rearranjar a posição das peças do tabuleiro de modo aleatório. - Os grupos de jogadores buscam obter quatro coroas para vencer. Para que um dos grupos vença o jogo, sua carta especial deve ter sido jogada antes da obtenção da última coroa. - Um jogo educativo deve possuir uma série de características específicas, que serão analisadas a seguir.

ANÁLISE DO JOGO EDUCATIVO	
Como o jogo proposto equilibra a função lúdica e a função educativa, segundo Kishimoto?	Segundo propõem Kishimoto (1997) e Soares (2004), um jogo educativo precisa equilibrar a função lúdica e a função educativa. Os conceitos de ligações químicas contidos nas cartas apresentam a função educativa, gerando discussão e proporcionando a competição durante o jogo, a função lúdica. Ambas as funções estão equilibradas nas cartas especiais também, que apresentam o conceito e são necessárias para o decorrer do jogo, por regra. Essas são inferências possíveis de se fazer pela proposta, mas que só podem ser confirmadas a partir da implementação.
O jogo proposto pode ser trabalhado como: (a) Jogo didático (b) Jogo pedagógico (c) Ambos	O jogo <i>Ligados</i> pode ser considerado como um jogo didático e pedagógico. O jogo proposto foi pensado para uma aplicação posterior a um conteúdo abordado previamente em uma aula pelo professor, sendo uma SD ou uma própria UDM, para reforçar e fixar o conteúdo nos alunos. Isso permitiria um <i>feedback</i> de como o conteúdo foi assimilado e possibilitaria que o professor pudesse rever os aspectos em relação às dificuldades apresentadas sobre a forma a qual o conteúdo foi trabalhado, como um jogo didático. No entanto, no referencial com o qual se trabalha, pode-se explorar os conceitos trazendo as concepções alternativas e obstáculos epistemológicos, como um jogo pedagógico (Rezende; Soares, 2019).

O jogo proposto possui, segundo Soares (2004): 1) Valor experimental 2) Valor de estruturação 3) Valor de relação 4) Valor lúdico	Como elencado por Soares (2004), um jogo deve possuir 1) valor experimental (permitir exploração e manipulação); 2) valor de estruturação (permitir a utilização de estratégias); 3) valor de relação (aproximar os jogadores e o ambiente) e 4) valor lúdico (promover ludicidade). <i>Ligados</i> apresenta, como descrito abaixo. 1) Permite a exploração dos conceitos e manipulação das cartas, além da manipulação da jogabilidade por meio das cartas especiais; 2) Permite criar e utilizar estratégias durante o jogo, visando melhor desempenho nas respostas mas também na utilização dos recursos do jogo (cartas especiais, tabuleiro, dado e peças) para um melhor desempenho. 3) Permite a aproximação entre jogadores do mesmo grupo e a criação de um ambiente competitivo entre os diferentes grupos que buscam a vitória. 4) É apresentado utilizando os recursos na competição, proporcionando prazer (aos vencedores) e desprazer (aos perdedores). A existência desses fatores serão passíveis de confirmação após a implementação do jogo e da coleta de dados, entretanto, são inferências possíveis de se fazer a partir da proposta. O jogo pode ser classificado entre níveis de interação entre jogador e jogo, como descrito a seguir.
Qual o nível de interação entre o jogo proposto e o jogador segundo Soares (2004)? - I, II, III e IV	Os jogos podem ser classificados em níveis de interação entre jogo e jogador (Soares, 2004). São eles: I) utilização de simuladores para construir uma explicação que o professor já conhece mas os alunos não; II) jogos de competição; III) construção de modelos baseados em modelos científicos vigentes; IV) utilização de histórias em quadrinhos. Com base nisso, <i>Ligados</i> é classificado como nível II, sendo um jogo de competição no qual há a busca pelas coroas obtidas ao acertar as respostas para as perguntas, visando vencer o jogo.

Como o jogo proposto é classificado segundo a classificação de Caillois (1990)? (a) <i>Agôn</i> (b) <i>Alea</i> (c) <i>Mimicry</i> (d) <i>Ilinx</i>	Segundo Caillois (1990), um jogo pode ser classificado em: a) <i>Agôn</i>: jogos de competição, na forma de disputa; b) <i>Alea</i>: jogos nos quais não é necessária uma habilidade prévia; c) <i>Mimicry</i>: jogos de interpretação, protagonizados pelos jogadores; d) <i>Ilinx</i>: jogos em busca de vertigem. Com base nessa proposta, sabe-se que <i>Ligados</i> requer habilidades prévias (conhecimentos sobre os conceitos de ligações); não possui interpretações realizadas pelos jogadores (como em RPG) e não busca por vertigem ou afastamento da realidade (como uma montanha russa). No entanto, a ordem na qual se tira as cartinhas pode fazer com que não se necessite habilidades prévias, predominando o acaso. Assim, <i>Ligados</i> pode ser classificado como <i>Agôn</i> e <i>Alea</i> (Piccolo, 2008).
Qual a classificação do jogo proposto segundo o referencial epistemológico base?	Segundo Piaget (1964), a criança joga, inicialmente, sem possuir um objetivo, mas espontaneamente. Assim, o autor classifica os jogos em três categorias: (I) Jogo de exercício: apenas o divertimento, não necessariamente com aprendizagem (simples ações de repetição que geram prazer); (II) Jogo simbólico: associação com o cotidiano e fatos vivenciados (imitações); (III) Jogo de regras: relações sociais e interindividuais, regras que ressaltam os limites existentes na realidade (possibilidade de assimilação de informações e acomodação de alguns conceitos). Conforme o indivíduo se desenvolve, a busca por um objetivo se intensifica em relação ao jogo, indo do (I) para o (III). Dessa forma, <i>Ligados</i> é um jogo de regras, que já possui um objetivo ao jogar e surge mais futuramente na vida do indivíduo (Piaget, 1964; Piaget, 2014; Rezende e Soares, 2019).

O jogo permite trabalhar concepções alternativas e obstáculos epistemológicos?	Sim. O jogo permite abordar possíveis concepções alternativas e obstáculos epistemológicos que foram elencados na tarefa 3, como a “regra do octeto”, que embora tratada como uma regra possui várias exceções e não é o que realmente estabiliza uma ligação, mas sim os termos energéticos; e o termo inicial dos compostos de coordenação, “complexos”, surgido devido à dificuldade inicial em explicar as estruturas dos compostos de coordenação, o qual entende-se que pode configurar em um obstáculo epistemológico, visto que atualmente, com o desenvolvimento, as teorias possibilitam explicar de maneira abrangente esse tipo de compostos. Segundo Fernandes, Campos e Marcelino (2010), abordar esses aspectos é importante pois, por meio de estratégias didáticas ativas pode-se trazer os conteúdos de ligações químicas de modo a superar a elevada abstração que dificulta o entendimento dos alunos.
---	--

Referências	Caillois, R. Os jogos e os homens. Lisboa: Cotovia, 1990. Fernandes, L. S.; Campos, A. F.; Marcelino Júnior, C. A. C. Concepções alternativas dos estudantes sobre ligação química. Experiências em Ensino de Ciências, v. 5, n. 3, p. 13-22, 2010. Kishimoto, T. M. Jogo, Brinquedo, Brincadeira e a Educação. 12 ed. São Paulo: Cortez, 1997. Piaget, J. La Formation du Sembole chez l'enfant imitation, Jeu et Rêve, image et Représentation. 3 ed. Neuchâtel: Editions Delachaux et Niestlé, 1964. Piaget, J. Relações entre a Afetividade e a Inteligência no Desenvolvimento Mental da Criança. Rio de Janeiro: Wak Editora, 2014. Piccolo, G. M. O universo lúdico proposto por Caillois. Lecturas: Educación Física y Deportes. Revista Digital, v. 13, n. 126, 2008. Rezende, F. A. M.; Soares, M. H. F. B. Análise teórica e epistemológica de jogos para o ensino de química publicados em periódicos científicos. Revista Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências, n. 19, p. 747 - 774, 2019. Soares, M. H. F. B. O lúdico em Química: jogos e atividades aplicados ao ensino de Química. Tese (Doutorado em Química). Orientador: Éder Tadeu Gomes Cavalheiro. Universidade Federal de São Carlos (UFSCAr), 2004. Soares, M. H. F. B. Jogos e atividades lúdicas no ensino de química: uma discussão teórica necessária para novos avanços. Debates em Ensino de Química, Recife, v. 2, n. 2, p. 5 - 13, 2016.
--------------------	---

APÊNDICE C - *Ligados*

Link para download:

<https://drive.google.com/drive/folders/1O1BU-N9RKwvj2OSiXJ08RKcBxdIzYyv8>



Ficha de Orientação

O jogo *Ligados* foi pensado para uma intervenção pós aplicação do conteúdo em sala de aula. Entretanto, pode ser usado para trabalhar um conteúdo inicialmente, trazendo concepções alternativas e obstáculos epistemológicos e permitindo a exploração dos conceitos em sala de aula, sendo considerado um jogo didático e pedagógico. O tempo de duração para o jogo é de duas a quatro aulas. O jogo é composto de uma carta de regras, um gabarito, um tabuleiro um dado para o ensino médio e um dado para o ensino superior e 200 cartas de perguntas e respostas divididas em dois grupos: bloco principal, em azul, contendo 65 cartinhas para o ensino médio e bloco de expansão, em rosa, contendo 135 cartinhas para o ensino superior.

Como jogar:

1. A turma é dividida em quatro grupos de alunos. O professor deve ler com a turma a carta de regras, que acompanha o jogo.
2. Cada grupo de alunos joga o dado uma vez, podendo obter as seguintes configurações: bloco principal, passa a vez, jogue novamente e coroa (Ensino Médio); bloco principal, expansão, passa a vez, jogue novamente e coroa (Ensino Superior).
3. A opção coroa é uma regra implícita do jogo (não aparece na carta de regras), e a partir dela, o grupo de estudantes pode responder à uma única pergunta diretamente para obter a coroa.
4. Após jogar o dado, o grupo de jogadores responde à uma pergunta de uma das categorias sorteada, passa a vez para o próximo grupo, joga o dado novamente ou responde à uma pergunta diretamente para se obter a coroa.
5. As cartas de perguntas e respostas podem ser lidas pelo professor, por um aluno do grupo ou ainda podem ser projetadas para toda a turma.
6. Se responder corretamente à pergunta, o grupo de jogadores avança uma casa no tabuleiro; mas se responder de forma errada, o grupo retorna uma casa.
7. Após responder à três perguntas corretamente e em sequência, o grupo de jogadores responde à uma questão para obter uma coroa.
8. O objetivo do jogo é obter quatro coroas para vencer.
9. É necessário o grupo já ter jogado sua carta especial para vencer o jogo ao obter as quatro coroas.

Regras

- 1 - Cada grupo deve jogar o dado e responder à uma pergunta por vez.
- 2 - O tempo para resposta é de 60 segundos.
- 3 - Ao responder a pergunta corretamente, o jogador anda uma casa.
- 4 - Ao errar uma pergunta, o jogador retorna uma casa.
- 5 - Ao responder três perguntas corretamente e em sequência, o grupo deve responder à uma pergunta para ganhar uma "coroa".
- 6 - Ao conseguir quatro "coroas", o grupo vence o jogo.
- 7 - Existem quatro cartas especiais, e cada qual é designada a um dos grupos de jogadores.
 - Catalisador: quando utilizada, o tempo de resposta do adversário ou do próprio jogador diminui para 30 segundos.
 - Zero absoluto (0 K): quando utilizada, o jogador ou o adversário é congelado por uma rodada.
 - Entropia: quando utilizada, o tabuleiro se rearranja aleatoriamente.
 - Expansão do Octeto: ao utilizar essa carta, o adversário ou o próprio jogador joga novamente.
- 8 - Para vencer ao obter as quatro "coroas", o grupo de jogadores já deve ter jogado sua carta especial.

O que é o raio iônico?

O raio de um átomo neutro

O raio de um cátion ou ânion

O diâmetro de um íon

A massa de um íon

1

O que é um íon?

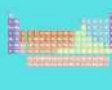
Um átomo neutro

Uma molécula polar

Uma molécula apolar

Um átomo com carga positiva ou negativa

3

Qual o nome dado a um átomo com carga positiva?

Cátion

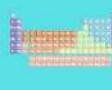
Ânion

Molécula

Sal

4

Qual o nome dado a um átomo com carga negativa?

Cátion

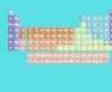
Ânion

Molécula

Sal

5

O que ocorre com um átomo ao perder um elétron?

Forma um ânion

Forma uma molécula

Forma um cátion

Se transforma em outro elemento

6

O que ocorre com um átomo ao ganhar um elétron?

Forma um cátion

Forma uma molécula

Forma um sal

Forma um ânion

7

Ligados

Qual força atua na formação de uma ligação iônica?

Forças de London

Forças de dipolo-dipolo

Interações eletrostáticas de Coulomb

Força centrípeta

8

Ligados

Como se forma uma ligação de caráter predominantemente covalente?

Transferência de elétrons

Neutralização

Desidratação

Compartilhamento de elétrons

9

Ligados

Como podem ser representados os níveis de energia que os elétrons podem ocupar?

Por meio da Regra de Hund

Por meio do número de oxidação do elemento

Por meio do número atômico do elemento

Por meio dos números quânticos

10

Ligados

Como pode ser definido o conceito de eletronegatividade?

Energia liberada quando um elétron se liga a um átomo na fase gasosa

A carga de um átomo se todas suas ligações fossem perfeitamente covalentes

A carga de um átomo se todas suas ligações fossem perfeitamente iônicas

A capacidade de um elemento de atrair elétrons em uma ligação química

11

Ligados

Qual modelo químico é uma extensão da proposta de Lewis para explicar a geometria dos compostos?

Regra do octeto

Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV)

Ligação iônica

Eletronegatividade

12

Ligados

Como são chamados os elétrons não compartilhados dispostos ao redor dos átomos?

Ligantes

Não ligantes

Isolados

Iônicos

13

Ligados

Como é chamada a ligação química de caráter covalente quando há o compartilhamento de apenas um par de elétrons?

Ligação tripla

Ligação dupla

Ligação iônica

Ligação simples

14

Ligados

Como é chamada a ligação química de caráter covalente quando há o compartilhamento de mais de um par de elétrons?

Ligação múltipla

Ligação de hidrogênio

Ligação simples

Ligação metálica

15

Qual o nome dado ao instrumento que organiza os elementos químicos segundo o número atômico?

Configuração eletrônica

Distribuição eletrônica

Tabela periódica

Tabela de grupos

 16 

Como são chamadas as divisões em colunas da tabela periódica?

Períodos

Grupos ou famílias

Metais

Não metais

 17 

Como são chamadas as divisões em linhas da tabela periódica?

Períodos

Não metais

Grupos ou famílias

Metais

 18 

Qual o nome do Grupo I da tabela periódica?

Semimetais

Metais alcalinos terrosos

Metais alcalinos

Metais de transição

 19 

Qual o nome dado ao Grupo 2 da tabela periódica?

Gases nobres

Metais alcalinos

Metais de transição

Metais alcalinos terrosos

20

Qual o nome dos Grupos 3 ao 12 da tabela periódica?

Metais de transição interna

Metais de transição externa

Metais alcalinos

Metais alcalinos terrosos

21

Qual denominação recebem os metais de transição interna na tabela periódica?

Terras raras

Metais alcalinos

Lantanídeos e actinídeos

Semimetais

22

Qual nome recebe o Grupo 16 da tabela periódica?

Knictogênios

Halogênios

Calcogênios

Gases nobres

23

Qual nome recebe o Grupo 17 da tabela periódica?

Halogênios

Calcogênios

Pnictogênios

Gases nobres

24

Qual nome recebe o Grupo 18 da tabela periódica?

Calcogênios

Halogênios

Pnictogênios

Gases nobres

25

Como são classificados os elementos químicos dos Grupos 1 e 2 e do 13 ao 18 da tabela periódica?

Metais de transição interna

Elementos representativos

Metais de transição externa

Semimetais

26

Qual modelo de ligação trata a estrutura como um grande agrupamento de cátions em um arranjo ordenado envoltos em elétrons deslocalizados?

Transferência de prótons

Compartilhamento de elétrons

Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV)

Mar de elétrons

27

Ligados

Entre quais elementos se forma uma ligação de carácter predominantemente metálico?

Dois metais

Um metal e um não metal

Dois não metais

Dois gases nobres

28

Ligados

Qual propriedade dos metais permite que sejam transformados em lâminas?

Ductilidade

Condutividade elétrica

Brilho

Maleabilidade

29

Ligados

Qual propriedade dos metais permite que sejam transformados em fios?

Maleabilidade

Ductilidade

Condutividade elétrica

Brilho

30

Ligados

O que são semicondutores?

Possuem propriedades elétricas intermediárias entre um condutor e um isolante

Materiais que sempre conduzem corrente elétrica

Materiais que não são capazes de conduzir corrente elétrica

Materiais que conduzem eletricidade apenas no estado líquido

32

A ligação de caráter predominantemente iônico ocorre entre elementos químicos classificados como...

Metal e não metal

Dois metais

Dois não metais

Dois semimetais

  33

"A energia mínima necessária para a remoção do elétron mais distante do núcleo, em um átomo no estado gasoso e fundamental" é a definição de qual dessas propriedades?

1ª Energia de ionização

Afinidade eletrônica

Eletronegatividade

Nenhuma das alternativas

  34

Como é chamada a energia liberada quando um elétron se liga a um átomo ou íon na fase gasosa?

Eletronegatividade

Energia de ionização

Energia de rede

Afinidade eletrônica

  35

O que pode se dizer quando o valor de afinidade eletrônica é positivo?

É necessário fornecer energia para que o processo ocorra

O processo não ocorre

A energia é liberada quando o processo ocorre

Nenhuma das alternativas

  36

Ligados

Qual propriedade, em nível fenomenológico, os sólidos iônicos passam a ter quando fundidos ou dissolvidos em água?

Quanto mais negativo o valor, maior a afinidade eletrônica

É necessário fornecer energia para que o processo ocorra

O processo não ocorre

Nenhuma das alternativas

 37 

Ligados

Qual propriedade, em nível fenomenológico, os sólidos iônicos passam a ter quando fundidos ou dissolvidos em água?

Condutividade elétrica

Magnetismo

Brilho

Ductilidade

 38 

Ligados

Como é chamada a menor unidade que quando repetida tridimensionalmente forma um cristal iônico?

Sal

Ligação química

Retículo metálico

Célula unitária

 39 

Ligados

Qual o nome da correção proposta para as estruturas de Lewis que descreve a deslocalização de elétrons em uma molécula?

Ligação covalente

Ressonância

Isomerismo

Nenhuma das alternativas

 40 

A concepção alternativa de que o fator que estabiliza alguns elementos é ter oito elétrons na camada de valência é chamada de...

Regra de Hund

Regra do octeto

Regra do par conjugado

Teoria ácido-base de Lewis

41

Qual é o tipo de ligação formada entre átomos com eletronegatividades muito diferentes e que compartilham elétrons?

Ligação covalente polar

Ligação covalente coordenada

Ligação de hidrogênio

Ligação covalente apolar

42

Por que a distribuição dos pares de elétrons de valência, na molécula, se configura o mais afastado possível uns dos outros?

Para minimizar a atração entre si

Para minimizar a repulsão eletrônica

Devido à eletronegatividade

Devido à energia de ionização

43

Qual (quais) sólido(s) não se forma por meio de ligações covalentes?

Sólido iônico

Composto reticular

Molécula

Todas as alternativas

44

O que mantém as moléculas unidas para formar sólidos e líquidos?

Ligações não direcionais

Ligações iônicas

Interações intermoleculares

Nenhuma das alternativas

45

Como foram agrupados os elementos químicos na organização proposta por Dmitri Mendeleev?

Em ordem crescente de número atômico

Em ordem crescente de elétrons

Em ordem decrescente de número atômico

Em ordem crescente de massa atômica

46

Como passaram a ser agrupados os elementos químicos na organização proposta por Moseley?

Em ordem crescente de número atômico

Em ordem crescente de massa atômica

Em ordem decrescente de número atômico

Em ordem crescente de número de nêutrons

47

Qual nome recebe o Grupo 13 da tabela periódica?

Grupo do boro

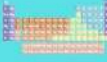
Grupo do carbono

Prictogênios

Calcogênios

48

Qual nome recebe o Grupo 14 da tabela periódica?

Gases nobres

Grupo do carbono

Halogênios

Calcogênios

  49

Qual nome recebe o Grupo 15 da tabela periódica?

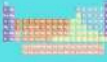
Halogênios

Calcogênios

Gases nobres

Pnictogênios

  50

Como o modelo do mar de elétrons explica a resistência dos compostos metálicos?

Os elétrons saltam para uma camada mais distante do núcleo

Os cátions se movem livremente pela estrutura

Os elétrons deslocalizados da camada de valência se movem livremente pela estrutura

Nenhuma das alternativas

  51

Como é chamada a combinação de dois ou mais elementos metálicos distintos, por meio de ligações metálicas?

Ductilidade

Liga metálica

Maleabilidade

Mar de elétrons

  52

Por que o raio atômico não pode ser considerado válido para íons?

Por conta do aumento da energia de ionização

Por conta da diminuição da afinidade eletrônica

Por conta da alteração do tamanho do raio quando se adiciona ou retira elétrons

Nenhuma das alternativas

53

Como é conhecido o sólido formado pela união de unidades estruturais por ligações covalentes?

Sólido covalente

Sólido metálico

Sólido iônico

Nenhuma das alternativas

54

O que causa a diminuição da energia na formação de ligações iônicas?

A repulsão entre um cátion e um ânion

A quebra de ligações covalentes

A atração entre um cátion e um ânion

A energia liberada na formação de uma rede tridimensional de cátions e ânions

55

Quais as características de metais e não metais que favorecem a formação de uma ligação iônica?

A elevada energia de ionização do metal e baixa eletronegatividade do não metal

A baixa energia de ionização do metal e alta eletronegatividade do não metal

O compartilhamento de elétrons entre os átomos

Nenhuma das alternativas

56

Ligados

Acerca da energia de ionização, qual das alternativas está correta?

A retirada do segundo elétron de um átomo é mais favorável do que a do primeiro

É necessário fornecer uma quantidade de energia muito maior para retirar o segundo elétron de um átomo

Não é possível retirar mais de um elétron de um átomo

A retirada do segundo elétron pode desestabilizar o átomo

 57 

Ligados

Qual processo em nível submicroscópico ocorre ao dissolver um composto iônico em água?

Ionização

Dissociação

Neutralização

Nenhuma das alternativas

 58 

Ligados

Qual o principal fator energético para a estabilização da formação do cloreto de sódio (NaCl)?

Energia de rede tridimensional

Energia de ionização do sódio

Afinidade eletrônica do cloro

Regra do octeto

 59 

Ligados

De acordo com o ciclo de Born-Haber, a "regra do octeto" não é uma justificativa para a formação de uma estrutura cristalina estável. O que é responsável por estabilizar a ligação iônica?

Energia de ionização

Energia de formação de uma rede tridimensional

Afinidade eletrônica

Eletronegatividade

 60 

Qual tipo de sólido pode ser formado por meio do compartilhamento de elétrons?

Par iônico

Sal

Composto molecular e composto reticular

Sólido metálico

61

Como pode ser definido o conceito de carga formal?

A carga que poderia ser atribuída a um determinado elemento se todas as ligações fossem perfeitamente covalentes

A carga que poderia ser atribuída a um determinado elemento se todas as suas ligações fossem perfeitamente iônicas

A carga que poderia ser atribuída a um determinado elemento se todas as suas ligações fossem perfeitamente metálicas

O número de elétrons total do átomo

62

Como é calculado o raio atômico?

Metade da distância entre dois núcleos em dois átomos metálicos adjacentes ou em uma molécula

A distância entre dois núcleos de átomos

A distância entre o elétron mais próximo do núcleo e o mais distante

A distância entre dois elétrons em um mesmo átomo

63

Qual o nome da propriedade de alguns elementos de formar longas cadeias moleculares?

Ionização

Associação

Dissociação

Encadeamento

64

Ligados

O que é o número de oxidação (NOX) de um elemento?

A carga que um átomo teria se o todas as suas ligações fossem perfeitamente covalentes

A carga que um átomo teria se todas as suas ligações fossem perfeitamente metálicas

A carga do átomo na molécula ou íon

A carga que um átomo teria se todas as suas ligações fossem perfeitamente iônicas

65




Ligados

Como é classificada a ligação formada em uma ligação simples?

Ligação de hidrogênio

Ligação iônica

Ligação sigma

Ligação pi

66




Ligados

Como são classificadas as ligações presentes em uma ligação dupla?

Duas ligações sigma

Duas ligações pi

Uma ligação iônica e uma ligação covalente

Uma ligação sigma e uma ligação pi

67




Ligados

Como podem ser classificadas as ligações presentes em uma ligação tripla?

Duas ligações pi e uma ligação sigma

Uma ligação sigma e duas ligações pi

Três ligações sigma

Três ligações pi

68



Quais desses fatores influenciam na força da ligação iônica?

Hidratação dos íons e condutividade elétrica

Eletronegatividade e reatividade dos íons

Ligações de hidrogênio

Tamanho e carga dos íons

69

O que é um orbital?

A região de menor probabilidade de se encontrar um elétron

A região de carga parcial positiva em uma ligação polar

Uma das prováveis resoluções para a equação de onda que determina a região de maior probabilidade de se encontrar um elétron

Nenhuma das alternativas

70

Qual é o formato do orbital s?

Esférico

Halteres

Cilíndrico

Piramidal

71

Qual o formato dos orbitais p?

Esférico

Halteres

Cilíndrico

Piramidal

72

"Dois elétrons não podem possuir todos os quatro números quânticos iguais." A qual princípio essa frase se refere?

Princípio da Exclusão de Pauli

Regra de Hund

Regra do octeto

Regra de Lewis

  73

"O arranjo mais estável dos elétrons possui o máximo de spins paralelos." A qual regra essa frase se refere?

Regra do octeto

Princípio da exclusão de Pauli

Regra de Hund

Regra de Lewis

  74

Qual o nome dado ao fenômeno de formação de octetos incompletos?

Hipervalência

Hipovalência

Complexação

Nenhuma das alternativas

  75

Qual o nome dado ao fenômeno de expansão do octeto?

Hipovalência

Supervalência

Hipervalência

Megavalência

  76

Qual conceito surge como correção para as falhas da teoria de ligação de valência?

Ressonância

Orbital

Regra do octeto

Hibridização

77

Como ocorre a hibridização de orbitais atômicos?

Pela combinação de orbitais atômicos de um mesmo átomo que interferem entre si

Pela interferência destrutiva entre os orbitais

Pelo aumento da energia de ionização dos átomos

Pelo aumento da superposição entre os orbitais

78

Quais tipos de repulsão eletrônica existentes em moléculas nas quais os átomos centrais possuem pares de elétrons isolados?

Repulsão entre pares isolados

Repulsão entre pares ligantes

Repulsão entre pares isolados e pares ligantes

Todas as alternativas

79

Qual conceito fundamental da ligação química é introduzido pela teoria de ligação de valência?

Ressonância

Regra do octeto

Regra de Hund

Superposição de orbitais atômicos

80

Ligados

Segundo a teoria de ligação de valência, como ocorre a formação da ligação química?

Elétrons deslocalizados

Formação de orbitais moleculares

Atração eletrostática entre cátions e ânions

Pela superposição de orbitais atômicos

81

Ligados

Mesmo com a correção da hibridização, qual a principal limitação da teoria de ligação de valência?

Não é capaz de explicar o magnetismo das moléculas

Não é capaz de explicar a hipovalência

Não é capaz de explicar a hipervalência

Nenhuma das alternativas

82

Ligados

Que tipo de ligação é formada por meio da superposição frontal entre orbitais atômicos?

Ligação de hidrogênio

Ligação pi

Ligação sigma

Ligação iônica

83

Ligados

Que tipo de ligação é formada por meio da superposição lateral entre orbitais atômicos?

Ligação de hidrogênio

Ligação sigma

Ligação iônica

Ligação pi

84

Ligados

Em uma ligação sigma ligante, como está disposta a densidade eletrônica?

Dividida entre dois lobos por um eixo internuclear

Acumulada entre núcleos

Acumulada ao redor da espécie central

Nenhuma das alternativas

85

Ligados

Como está disposta a densidade eletrônica em uma ligação pi ligante?

Deslocalizada ao redor de toda a estrutura

Acumulada entre núcleos

Acumulada ao redor da espécie central

Divididas entre dois lobos acima e abaixo do eixo internuclear

86

Ligados

Qual das afirmações sobre uma molécula está correta?

Uma molécula pode ser apolar, mesmo possuindo ligações polares

Uma ligação covalente é formada entre um ametal e um íon

É um composto iônico

Nenhuma das alternativas

87

Ligados

O que é o comprimento de ligação?

A distância entre o núcleo e o elétron da camada de valência

A distância entre os centros de dois átomos em uma ligação covalente

A distância entre o núcleo e o elétron mais próximo

A distância entre os elétrons compartilhados entre os dois átomos

88

Ligados

Qual efeito a ressonância causa nos comprimentos de ligação?

☐ comprimento passa a ser maior, tornando a ligação menos estável

☐ Não há nenhum efeito

☐ O comprimento passa a ser um intermediário entre o comprimento de uma ligação simples e dupla

☐ O comprimento diminui

89

Ligados

Qual teoria aborda, de forma mais completa, a ligação química?

☐ Teoria de ligação de valência (TLV)

☐ Teoria do Orbital Molecular (TOM)

☐ Teoria de Lewis

☐ Teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV)

90

Ligados

Como se encontram os elétrons de valência, segundo a teoria do orbital molecular?

☐ Deslocalizados por toda a molécula

☐ Como parte dos orbitais atômicos

☐ Dispostos como um mar de elétrons por toda a estrutura metálica

☐ Nenhuma das alternativas

91

Ligados

Qual vantagem a teoria do orbital molecular (TOM) apresenta em relação às demais?

☐ Explica a ressonância

☐ Introduce a hibridização como correção para o modelo

☐ Introduce o conceito de orbitais atômicos

☐ É capaz de explicar o magnetismo dos compostos

92

 **Ligados** 

Como é definido o magnetismo de um composto?

De acordo com o emparelhamento ou desemparelhamento dos elétrons

De acordo com o número de ligações presentes no composto

De acordo com o tipo predominante de ligação

De acordo com o seu número de nêutrons total

93

 **Ligados** 

O que ocorre ao se colocar um composto paramagnético sob a presença de um campo magnético?

Sofre atração, devido aos elétrons emparelhados

Sofre atração, devido aos elétrons desemparelhados

Sofre fraca repulsão, devido aos elétrons emparelhados

Sofre fraca repulsão, devido aos elétrons desemparelhados

94

 **Ligados** 

De acordo com a teoria do orbital molecular, o que ocorre com a interação entre orbitais atômicos?

Repulsão eletrostática

A formação de uma rede iônica

A formação de um campo cristalino

A formação de orbitais moleculares

95

 **Ligados** 

Como é chamado o processo no qual as funções de onda de orbitais atômicos interagem entre si?

Combinação linear de números quânticos

Alinhamento frontal de orbitais atômicos

Combinação linear de orbitais atômicos

Alinhamento diagonal de orbitais atômicos

96

Como é formado um orbital ligante?

Interferência construtiva

Não interferência

Atração eletrostática

Interferência destrutiva

  97

Como é formado um orbital antiligante?

Não interferência

Interferência destrutiva

Interferência construtiva

Repulsão eletrostática

  98

Como é denominado o orbital desocupado de menor energia?

HOMO

Nível de Fermi

LUMO

Orbital antiligante

  99

Como é denominado o orbital ocupado de maior energia?

Orbital não ligante

LUMO

Orbital ligante

HOMO

  100

Sobre os orbitais moleculares, o que é correto afirmar que?

☐ O orbital ligante possui maior energia do que o orbital antiligante associado

☐ O orbital ligante possui menor energia do que o orbital antiligante associado

☐ O orbital ligante possui a mesma energia que o orbital antiligante associado

☐ Nenhuma das alternativas

101

Na teoria de bandas, como é chamada a banda ocupada por elétrons?

☐ Nível de Fermi

☐ Banda de valência

☐ Banda de absorção

☐ Banda de condução

102

Na teoria de bandas, como é chamada a banda desocupada por elétrons?

☐ Banda de valência

☐ Banda de absorção

☐ Banda de condução

☐ Nível de Fermi

103

Em um cristal metálico, como são chamados os contínuos formados pelos níveis de energia dos orbitais?

☐ Orbitais de coordenação

☐ Orbitais metálicos

☐ Bandas

☐ Retículo metálico

104

Como é chamado o orbital ocupado de maior energia em um metal a 0 K?

Nível de Fermi

Mar de elétrons

LUMO

Banda de condução

105

Quais são os tipos de semicondutores?

Alcalinos e alcalinos terrosos

De transição interna e externa

Nobres e terras raras

Intrínsecos e extrínsecos

106

Como funcionam os semicondutores intrínsecos?

Alguns elétrons ocupam a banda de valência e atuam como carregadores de carga

Alguns elétrons ficam livres e saltam para uma camada mais distante do núcleo

Alguns elétrons ocupam a banda de condução e atuam como carregadores de carga

Nenhuma das alternativas

107

Qual o princípio fundamental de um semicondutor extrínseco?

Alguns elétrons ficam livres e saltam para uma camada mais distante do núcleo

A capacidade de conduzir eletricidade é aumentada devido à adição de uma pequena quantidade de impureza

Alguns elétrons ocupam a banda de condução e atuam como carregadores de carga

Nenhuma das alternativas

108

Ligados

Como se chama o processo de adição de impurezas em semicondutores extrínsecos?

Dopagem

Coordenação

Aumento da ordem de ligação

Interferência construtiva

 109 

Ligados

O que é um semicondutor tipo p?

Iônico

É dopado com um elemento rico em elétrons, introduzindo um nível ocupado em que os elétrons se movem para a banda de condução

Dopado com elemento pobre de elétrons, permitindo a mobilidade dos elétrons por meio de buracos positivos

Semicondutor intrínseco

 110 

Ligados

O que é um semicondutor tipo n?

Iônico

Dopado com elemento pobre de elétrons, permitindo a mobilidade dos elétrons por meio de buracos positivos

Semicondutor intrínseco

É dopado com um elemento rico em elétrons, introduzindo um nível ocupado em que os elétrons se movem para a banda de condução

 111 

Ligados

Sobre a eletronegatividade, qual das alternativas é verdadeira?

Os elétrons se aproximam do elemento mais eletronegativo em uma ligação covalente

Os elétrons se afastam dos elementos mais eletronegativos em uma ligação covalente

O elemento mais eletronegativo gera a propriedade de cor no material

Nenhuma das alternativas

 112 

Ligados

A ligação coordenada se dá por uma reação entre...

Um ácido e uma base de Arrhenius

Um ácido e uma base de Bronsted-Lowry

Um ácido e uma base de Pearson

Um ácido e uma base de Lewis

113

Ligados

O que se pode afirmar em relação à ligação coordenada?

Um metal se liga apenas a outros metais

O par de elétrons provém de uma única espécie

Os ligantes se atraem entre si, formando uma estrutura ao redor do metal

Os ligantes servem como contra-íons para balancear a carga

114

Ligados

Como ocorre a formação de um composto de coordenação, segundo a teoria ácido-base de Lewis?

Os ácidos de Lewis (ligantes) transferem pares de elétrons para a base de Lewis (espécie central)

O ácido de Lewis (espécie central) transfere prótons para a base de Lewis (ligante)

As bases de Lewis (ligantes) transferem pares de elétrons para o ácido de Lewis (espécie central)

A base de Lewis (espécie central) transfere pares de elétrons para os ácidos de Lewis (ligantes)

115

Ligados

Como é conhecido o modelo de Werner, que consiste em uma espécie central rodeada por ligantes?

Esfera de coordenação

Mar de elétrons

Modelo de ligação de valência

Teoria do campo cristalino

116

A interação entre ligantes e um íon ou átomo central, por meio da ligação coordenada, leva à formação de um(a)...

Sal duplo

Ligante diferente

Composto de coordenação

Liga metálica

117

O que é a valência primária de um átomo?

Número de coordenação (NC)

Eletronegatividade

Carga formal

Número de oxidação (NOX)

118

O que é a valência secundária de um átomo?

Carga formal

Número de oxidação (NOX)

Número de coordenação (NC)

Eletronegatividade

119

Como é chamado um ligante que possui apenas um ponto de coordenação?

Iônico

Coordenante

Monodentado

Polidentado

120

Como é chamado um ligante que possui mais de três pontos de coordenação?

Polidentado

Monodentado

Coordenante

Metálico

121

Um íon de um composto de coordenação que se dissocia em solução é chamado de...

Íon coordenado

Cátion de coordenação

Contra-íon

Ânion de coordenação

123

Como podem ser classificados os ligantes?

Por meio da quantidade de átomos na estrutura

Pelo tipo de magnetismo

Por meio da quantidade de pontos de coordenação

Por meio da geometria

124

O que são pontos de coordenação?

O número de átomos do ligante

O número de ligantes de um composto de coordenação

O número de oxidação da espécie central

A quantidade de ligações que o ligante faz com a espécie central

125

Ligados

Como o modelo de Werner descreve um composto de coordenação?

Molécula central circundada por íons

Sal central com moléculas de água ao seu redor

Espécie central com os ligantes distribuídos ao seu redor

Sal formado por dois ânions e um cátion ou dois cátions e um ânion

126

Ligados

O que é um ligante?

Sal formado por dois ânions e um cátion ou dois cátions e um ânion

Espécie capaz de existir independentemente, que coordena-se à uma espécie central por meio de reação ácido-base de Lewis

Espécie central capaz de receber elétrons

Ácido de Lewis

127

Ligados

Como é chamada a espécie presente no ligante que coordena com a espécie central?

Espécie doadora

Espécie eletrônica

Ácido de Lewis

Espécie receptora

128

Ligados

Qual geometria um composto de coordenação com seis ligantes assume?

Tetraédrica

Octaédrica

Piramidal

Linear

129

Qual a principal falha da teoria de ligação de valência?

Não condiz com as regras de nomenclatura das moléculas

Não explica deformações nos ângulos de ligação

Não explica a força de ligação

A teoria de ligação de valência não possui falhas

130

Qual denominação especial recebem os lantanídeos, juntamente ao escândio e ao ítrio?

Terras raras

Terras raras

Semimetais

Metais alcalinos terrosos

131

O que ocorre quando a nuvem eletrônica de um ânion é distorcida na direção do cátion?

Ligação se torna apolar

Ligação é quebrada

Ligação passa a ter caráter metálico

Polarização da ligação

132

Qual teoria permite explicar, de forma inicial, os compostos de coordenação?

Teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV)

Teoria do campo cristalino (TCC)

Teoria ácido-base de Arrhenius

Teoria ácido-base de Bronsted-Lowry

133

Na teoria do campo cristalino (TCC), como são considerados os ligantes?

Cargas pontuais

Íons

Metais

Moléculas

134

Qual (quais) das alternativas abaixo apresentam uma exceção à "regra do octeto"?

Átomos que se estabilizam com menos de oito elétrons em suas camadas de valência

Moléculas com número ímpar de elétrons

Átomos capazes de acomodar mais de oito elétrons em suas camadas de valência

Todas

135

Qual (quais) desses fatores influencia no valor da energia de ionização?

Tamanho do átomo

Carga nuclear efetiva

Blindagem das camadas internas de elétrons

Todas as alternativas

136

Como é chamada a estrutura de disposição de esferas de forma geométrica na representação de uma célula unitária?

Empacotamento

Arranjo esférico

Geometria molecular

Nenhuma das alternativas

137

Qual tipo de composto iônico é formado por interações entre dois cátions diferentes e um ânion ou dois ânions diferentes e um cátion?

Vidro

Nanocomposto

Rede polimérica

Sal duplo

138

Qual o nome dado a um composto iônico que possui moléculas de água nos interstícios de seu retículo cristalino?

Vidro

Sal hidratado

Sal anidro

Composto amorfo

139

Como ocorre o fenômeno da hipervalência?

Os elementos acomodam elétrons além dos orbitais

Os elementos utilizam os orbitais d vazios, com energia apropriada, para acomodar mais elétrons

Os elementos expandem os orbitais p para acomodar mais elétrons

Nenhuma das alternativas

140

Qual nome recebe a estrutura que representa a soma de estruturas com energia equivalente?

Forma canônica

Isômero molecular

Híbrido de ressonância

Todas as alternativas

141

Ligados

Qual a principal falha do modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV)?

Não é capaz de prever a diminuição do ângulo de ligação em moléculas com um ou mais pares de elétrons isolados

Não é capaz de prever a geometria molecular

Não é capaz de prever o número de ligações de um elemento

Nenhuma das alternativas

142

Ligados

Qual a primeira teoria desenvolvida pela mecânica quântica para explicar o modelo de ligação covalente?

Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV)

Modelo de Lewis

Teoria de ligação de valência (TLV)

Teoria do orbital molecular (TOM)

143

Ligados

O que permite que ocorra a superposição entre orbitais, segundo a teoria de ligação de valência?

A energia de rede

Simetria e energias favoráveis

A hibridização de orbitais

A ressonância

144

Ligados

De acordo com a teoria de ligação de valência (TLV), o que determina a força de uma ligação?

O grau de superposição entre os orbitais

A quantidade de energia liberada durante sua formação

A quantidade de energia absorvida durante sua ligação

Nenhuma das alternativas

145

Ligados

De onde é proveniente a energia necessária para a formação de orbitais hibridizados?

É absorvida durante a formação de ligações químicas

É liberada durante a quebra de ligações químicas

É absorvida durante a quebra de ligações químicas

É liberada durante a formação de ligações químicas

 146 

Ligados

A que fator se relacionam as principais limitações da teoria de ligação de valência (TLV)?

As interações são consideradas puramente eletrostáticas

Os elétrons são considerados apenas aos orbitais atômicos, não como parte da molécula

Os elétrons não são considerados no modelo

Os elétrons são considerados como parte da molécula, e não pertencentes aos orbitais atômicos

 147 

Ligados

O que ocorre ao se colocar um composto diamagnético sob a presença de um campo magnético?

Sofre atração, devido aos elétrons desemparelhados

Sofre fraca repulsão, devido aos elétrons desemparelhados

Sofre fraca repulsão, devido aos elétrons emparelhados

Sofre atração, devido aos elétrons emparelhados

 148 

Ligados

O que a ordem de ligação indica?

Os níveis de energia permitidos para um elétron

A quantidade de elétrons nos orbitais HOMO

A força da ligação química

Todas as alternativas

 149 

Ligados

Qual fator explica a elevada dureza e elevados pontos de fusão e de ebulição dos compostos reticulares?

A elevada força das ligações covalentes que ocorrem por toda a estrutura

As ligações covalentes fracas que ocorrem entre as unidades estruturais

As interações intermoleculares que ocorrem por toda a estrutura

As interações intermoleculares que ocorrem por toda a estrutura

150

Ligados

Em que implicaria a não existência de interações intermoleculares?

A não existência de compostos reticulares no estado sólido e líquido

A não existência de compostos moleculares no estado gasoso

A não existência de compostos moleculares em estados sólido e líquido

A não existência de compostos metálicos no estado sólido e líquido

151

Ligados

Como a teoria de bandas permite explicar o movimento livre de elétrons na ligação de caráter metálico?

Pela proximidade das bandas de valência e de condução

Por uma reação ácido-base de Lewis

Pela quantidade de elétrons desemparelhados

Nenhuma das alternativas

152

Ligados

Como a teoria de bandas explica um material isolante?

A banda de valência encontra-se parcialmente ocupada por elétrons ou ambas as bandas estão sobrepostas

Há uma lacuna pequena entre a banda de valência ou a banda de condução

É capaz de conduzir eletricidade em todas as hipóteses

Há uma grande lacuna energética, necessitando uma grande quantidade de energia para elevar os elétrons para orbitais vazios

153

 **Ligados** 

Qual das alternativas apresenta uma das formas de explicar um semicondutor na teoria de bandas?

A banda de valência encontra-se parcialmente ocupada por elétrons ou ambas as bandas estão sobrepostas

Há uma lacuna pequena entre a banda de valência e a banda de condução

Conduz eletricidade em qualquer hipótese

Há uma grande lacuna, necessitando uma grande quantidade de energia para elevar os elétrons para orbitais vazios

154

 **Ligados** 

"O contínuo de níveis de energia permite um número infinito de transições eletrônicas, podendo o metal absorver e emitir qualquer comprimento de onda."
Qual essa propriedade?

Maleabilidade

Ductilidade

Brilho metálico

Condutividade elétrica

155

 **Ligados** 

Qual dos modelos abaixo aborda os elétrons deslocalizados movendo-se livremente pela sobreposição de orbitais moleculares?

Teoria do campo cristalino (TCC)

Teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV)

Teoria de bandas

Mar de elétrons

156

 **Ligados** 

Quais propriedades dos metais podem ser explicadas pela deslocalização e movimentos livres dos elétrons?

Má condutividade elétrica e térmica

Energia de ionização elevada

Afinidade eletrônica elevada

Boa condutividade elétrica e térmica

157

Ligados

Como é possível explicar a boa condutividade térmica dos metais?

Cátions transferem energia entre si

Elétrons transferem energia para os cátions no retículo

Elétrons recebem energia e saltam para uma camada mais distante do núcleo

Elétrons deslocalizados transportam energia pela estrutura

158

Ligados

Qual (quais) inferências não pode-se fazer sobre as propriedades da ligação de carácter predominante iónico?

Estrutura regular que pode ser clivada

Baixa condutividade elétrica

Ligações não-direcionais

Compartilhamento de elétrons pelos elementos constituintes

159

Ligados

Qual o nome do composto de coordenação $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$?

Cloreto de hexa(aquo)cobalto(II)

Nitrato de hexa(aquo)cobalto(II)

Nitrato de hexa(aquo)cobalto(III)

Nitrato de hexa(amino)cobalto(II)

160

Ligados

Qual o nome do íon de coordenação $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$?

Hexa(aquo)cobalto(II)

Hexa(aquo)cobaltato(II)

Hexa(amino)cobalto(II)

Hexa(aquo)cobalto(III)

161

Qual o nome do íon de coordenação $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$?

Hexa(amino)cobalto(III)

Hexa(aquo)cobalto(II)

Hexa(aquo)cobaltato(III)

Hexa(aquo)cobalto(III)

162

Qual o nome do íon de coordenação $[\text{Co}(\text{CO}_3)_3]^{3-}$?

Tris(carbonato)cobalto(III)

Tris(carbonato)cobaltato(III)

Tris(carbonato)cobalto(II)

Tris(carbonato)cobaltato(II)

163

Qual o nome do íon de coordenação $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$?

Hexa(nitrito)cobaltato(III)

Hexa(nitrito)cobalto(III)

Hexa(nitrito)cobaltato(II)

Hexa(nitrito)cobalto(II)

164

Qual nome os compostos de coordenação receberam primeiramente, devido à dificuldade para explicar sua estrutura?

Complexos

Lábeis

Moléculas

Coordenantes

165

Ligados

O que corresponde à esfera de coordenação interna?

Íons soltos no espaço para contrabalancear o NOX

Espécie central e contra-íons

Ligantes e contra-íons

Espécie central e ligantes

 166 

Ligados

O que determina a geometria em um composto de coordenação?

A quantidade de contra-íons

A soma das cargas dos ligantes

A quantidade de ligantes, tamanho da espécie central e o número de orbitais disponíveis para receber elétrons

A ordem de ligação

 167 

Ligados

Como são chamados os compostos de mesma fórmula molecular e diferentes propriedades?

Isótopos

Isômeros

Isóbaros

Isótonos

 168 

Ligados

Em dois isômeros de compostos de coordenação, a cor pode ser diferente devido à variação da espécie doadora. Que tipo de isomerismo é esse?

Isomerismo de ionização

Isomerismo de coordenação

Isomerismo de hidratação

Isomerismo de ligação

 169 

Ligados

Em dois isômeros de compostos de coordenação, a proporção de moléculas de água coordenadas é diferente para cada um. Que tipo de isomerismo é esse?

Isomerismo de ionização

Isomerismo de coordenação

Isomerismo de hidratação

Isomerismo de ligação

170

Ligados

Como é chamada a organização dos metais ou dos ligantes em função do desdobramento que causam no campo cristalino?

Série espectroscópica

Série eletroquímica

Série físico-química

Série espectroquímica

171

Ligados

Quais tipos de compostos de coordenação são gerados por ligantes de campo forte?

Compostos de coordenação de spin baixo

Compostos de coordenação de spin alto

Compostos de coordenação sem spin

Nenhuma das alternativas

172

Ligados

Quais tipos de compostos de coordenação são gerados por ligantes de campo fraco?

Compostos de coordenação de spin baixo

Compostos de coordenação sem spin

Compostos de coordenação de spin alto

Nenhuma das alternativas

173

Ligados

Por que a teoria de ligação de valência falha em explicar os compostos de coordenação?

Não explica o desdobramento campo cristalino

Não explica a forma dos orbitais

Não é capaz de explicar a cor dos compostos de coordenação

Nenhuma das alternativas

174

Ligados

Como são descritos os orbitais d, segundo a teoria do campo cristalino (TCC)?

Degenerados

Não degenerados

Regenerados

Não regenerados

175

Ligados

Qual fenômeno ocorre, segundo a teoria do campo cristalino, quando os orbitais d assumem diferentes energias?

Desdobramento do campo ligante

Desdobramento da camada de valência

Desdobramento dos pares de elétrons da camada de valência

Desdobramento do campo cristalino

176

Ligados

O que pode explicar os elevados pontos de fusão e de ebulição em compostos iônicos?

Os íons interagem em apenas uma direção

Os íons são estabilizados por múltiplas interações eletrostáticas ponderadas

As ligações de hidrogênio em compostos iônicos

Os íons de cargas iguais interagem entre si

177

O que é o número de coordenação (NC)?

A carga que um átomo teria se o todas as suas ligações fossem perfeitamente covalentes

A carga que um átomo teria se todas as suas ligações fossem perfeitamente metálicas

A quantidade de ligações que a espécie central faz com os ligantes

A carga que um átomo teria se todas as suas ligações fossem perfeitamente iônicas

178

Quais fatores abaixo influenciam na condutividade de um semicondutor?

Temperatura

Dopagem

Campo magnético

Todas as alternativas

179

Na ligação de caráter predominantemente iônico, o que acontece quando os elétrons mais externos do ânion são atraídos fortemente pelo cátion?

A ligação é rompida

Os elétrons ficam livres

Gera-se um grau de covalência

Nenhuma das alternativas

180

O caráter covalente em uma ligação iônica aumenta devido a qual (quais) desses fatores?

Cátion pequeno com elevada carga positiva

Ânion grande com elevada carga negativa

Diferença de eletronegatividade entre os íons

Todas as alternativas

181

Qual a função da equação de Kapustinskii?

Determinar a entropia do sistema

Determinar a energia de ionização

Determinar a entalpia de ligação

Determinar a entalpia reticular de compostos iônicos

 182 

Como o triângulo de van Arkel-Ketelaar é capaz de prever o tipo de ligação predominante em compostos?

Por meio da diferença de energia de ionização entre as espécies

Por meio do número de oxidação (NOX) das espécies

Por meio da diferença de eletronegatividade entre as espécies

Nenhuma das alternativas

 183 

Qual a falha do triângulo de van Arkel-Ketelaar em explicar o contínuo de ligações?

Não considera as espécies covalentes reticulares

Não considera as espécies iônicas

Não considera as espécies covalentes moleculares

Não considera as espécies metálicas

 184 

Qual modelo é uma expansão do triângulo de ligações que considera a diferença entre as espécies covalentes reticulares e moleculares?

Modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV)

Modelo de Lewis

O tetraedro de Laing

Teoria do Orbital Molecular

 185 

Quais são as características dos orbitais hibridizados?

Apresentam mesma energia entre si e diferente orientação espacial em relação aos orbitais originais

Mesma orientação espacial e diferente composição

São formados mais orbitais hibridizados do que o número de originais

Nenhuma das alternativas

 186 

Como é definido um metal, de acordo com a IUPAC?

Não pode conduzir eletricidade ou calor

Conduz eletricidade em três dimensões, possui maleabilidade, ductilidade e brilho

Estrutura de fácil clivagem

Maleável, dúctil e condutor apenas de calor

 187 

Como é definido um semimetal, de acordo com a IUPAC?

Não condutores em hipótese alguma

Possuem aparência e algumas propriedades de metais, mas sob certas condições, comportam-se como não metais

Bons condutores em qualquer situação

Não conduzem eletricidade e não são maleáveis ou dúcteis

 188 

Qual a definição de não metais, segundo a IUPAC?

Não conduzem eletricidade e não possuem maleabilidade e ductilidade

É capaz de conduzir eletricidade em três dimensões, possui maleabilidade e ductilidade, possui brilho

Bons condutores em qualquer situação

Maleável, dúctil e condutor elétrico e térmico

 189 

Qual (quais) dessas propriedades podem ser alteradas ao adicionar nanopartículas de metais em uma estrutura?

Número de oxidação (NOX)

Geometria

Cor

Número de coordenação (NC)

 190 

Como é chamada a capacidade de um ligante ser substituído por outro em um composto de coordenação?

Labilidade

Complexação

Desdobramento do campo cristalino

Energia reticular

 191 

Em um campo cristalino octaédrico, o que ocorre com a aproximação de ligantes ao conjunto de orbitais t_{2g} ?

A diminuição da energia em relação aos orbitais atômicos, o que favorece a coordenação

O aumento da energia em relação aos orbitais atômicos, o que não favorece a coordenação

Não mudam sua composição energética

Desestabiliza com a mesma intensidade do e_g

 192 

Em um campo cristalino octaédrico, o que ocorre com a aproximação de ligantes ao conjunto de orbitais e_g ?

A diminuição da energia em relação aos orbitais atômicos, o que favorece a coordenação

O aumento da energia em relação aos orbitais atômicos, o que não favorece a coordenação

Não mudam sua composição energética

Estabiliza com a mesma intensidade do t_{2g}

 193 

Qual propriedade pode ser determinada pela susceptibilidade magnética de um composto?

Momento paramagnético

Momento diamagnético

Momento magnético efetivo

Momento antimagnético

194

Como se denomina a propriedade magnética quando o mesmo tipo de magnetismo interage entre si?

Paramagnetismo

Ferromagnetismo e antiferromagnetismo

Diamagnetismo

Magnetização

195

Qual nome se dá à propriedade de um composto com momento magnético nulo?

Paramagnetismo

Diamagnetismo

Antiferromagnetismo

Magnetização

196

Qual nome se dá à propriedade de um composto com momento magnético intenso, mesmo na ausência de um campo magnético?

Magnetização

Diamagnetismo

Paramagnetismo

Ferromagnetismo

197

Ligados

Por que a teoria do campo cristalino não é capaz de explicar a série espectroquímica dos ligantes?

Não considera o caráter iônico da coordenação

Não considera o caráter metálico da coordenação

Não considera o caráter covalente da ligação

Nenhuma das alternativas

198

Ligados

Qual teoria, com base na teoria do orbital molecular, descreve de forma mais completa os compostos de coordenação?

Teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (RPECV)

Teoria do campo ligante (TCL)

Teoria de ligação de valência (TLV)

Teoria do campo cristalino (TCC)

199

Ligados

Como é chamada a diferença de energia entre os orbitais moleculares não ligantes e os antiligantes?

Desdobramento do campo cristalino

Desdobramento dos pares de elétrons da camada de valência

Desdobramento da camada de valência

Desdobramento do campo ligante

200

Ligados

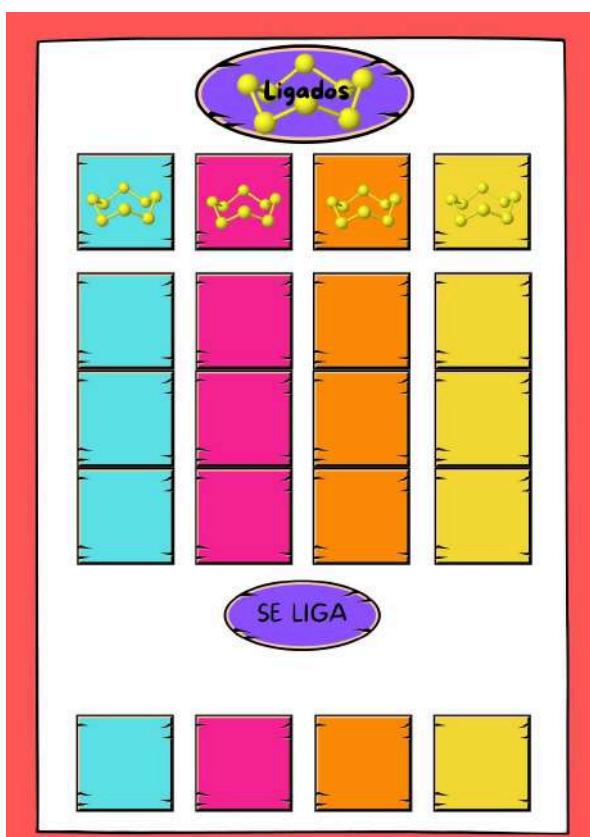
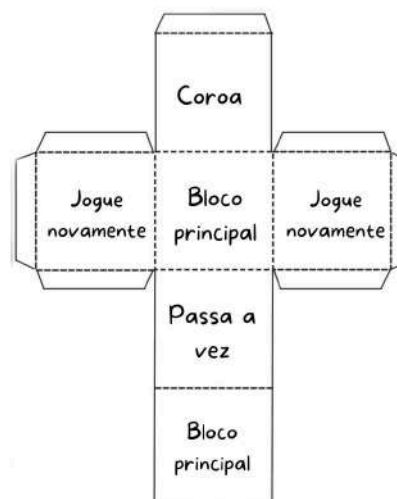
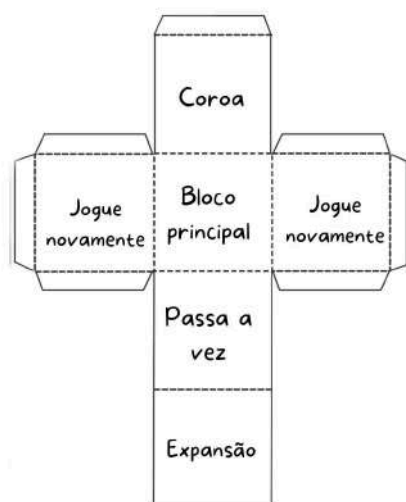
Gabarito

BLOCO PRINCIPAL (AZUL):

1B, 2A, 3D, 4A, 5B, 6C, 7D, 8C, 9D, 10D, 11D, 12B, 13C, 14D, 15A, 16C, 17B, 18A, 19C, 20D, 21B, 22C, 23C, 24A, 25D, 26B, 27D, 28A, 29D, 30B, 31C, 32A, 33A, 34A, 35D, 36C, 37B, 38A, 39D, 40B, 41B, 42A, 43B, 44A, 45C, 46D, 47A, 48A, 49B, 50D, 51C, 52B, 53C, 54A, 55C, 56B, 57B, 58B, 59A, 60B, 61C, 62A, 63A, 64A, 65D.

BLOCO DE EXPANSÃO (ROSA):

66C, 67D, 68B, 69D, 70C, 71A, 72B, 73A, 74C, 75B, 76C, 77D, 78A, 79D, 80D, 81D, 82A, 83C, 84D, 85B, 86D, 87A, 88B, 89C, 90B, 91A, 92D, 93A, 94B, 95D, 96C, 97A, 98B, 99C, 100D, 101B, 102B, 103C, 104C, 105A, 106D, 107C, 108B, 109A, 110C, 111D, 112A, 113D, 114B, 115C, 116A, 117C, 118D, 119C, 120C, 121A, 122B, 123C, 124C, 125D, 126C, 127B, 128A, 129B, 130B, 131A, 132D, 133B, 134A, 135D, 136D, 137A, 138D, 139B, 140B, 141C, 142A, 143C, 144B, 145A, 146D, 147B, 148C, 149C, 150A, 151C, 152A, 153D, 154B, 155C, 156C, 157D, 158D, 159D, 160B, 161A, 162D, 163B, 164A, 165A, 166D, 167C, 168B, 169D, 170C, 171D, 172A, 173C, 174C, 175B, 176D, 177B, 178D, 179D, 180C, 181D, 182D, 183C, 184A, 185C, 186A, 187B, 188B, 189A, 190C, 191A, 192A, 193B, 194C, 195B, 196C, 197D, 198C, 199B, 200D.



Catalisador

Um catalisador é uma substância que cria um novo caminho de menor barreira energética para a reação, fazendo com que ela ocorra de maneira mais rápida.

O tempo de resposta para o adversário escolhido ou para o próprio jogador diminui para 30 segundos.

Zero absoluto (0 K)

O zero absoluto, teoricamente, é a temperatura mais baixa que se pode atingir ($-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$).

O próprio jogador ou o adversário fica congelado por uma rodada



Entropia (S)

A entropia é a medida direta do grau de desordem de um sistema.

A posição de cada jogador no tabuleiro muda aleatoriamente.



Expansão do Octeto

Alguns elementos do bloco d são capazes de comportar mais do que oito elétrons em sua camada de valência.

O próprio jogador ou o adversário pode jogar uma segunda vez.



Ligados

