



MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
FUNDAÇÃO UNIVERSIDADE FEDERAL DO MATO GROSSO DO SUL
INSTITUTO DE QUÍMICA
MESTRADO PROFISSIONAL EM QUÍMICA EM REDE NACIONAL



EDER SANDIM FELIPE

Oxirredução em Foco: uma Abordagem sob a Óptica da Ciência, Tecnologia e Vida

CAMPO GRANDE

2025

EDER SANDIM FELIPE

Oxirredução em Foco: uma Abordagem sob a Óptica da Ciência, Tecnologia e Vida

Dissertação de Mestrado apresentada ao Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI), Instituto de Química, Universidade Federal de Mato Grosso do Sul, como requisito à obtenção do título de Mestre em Química.

Orientador: Prof. Dr. Walmir Silva Garcez.

CAMPO GRANDE

2025

EDER SANDIM FELIPE

Oxirredução em Foco: uma Abordagem sob a Óptica da Ciência, Tecnologia e Vida

Dissertação e produto apresentados ao Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI), da Universidade Federal do Mato Grosso do Sul (UFMS) como requisitos necessários à obtenção do grau de Mestre em Química.

Campo Grande, MS 13 de novembro de 2025.

BANCA EXAMINADORA

Prof. Dr. Walmir Silva Garcez

Universidade Federal de Mato Grosso do Sul (UFMS)

Prof. Dr. Mayker Lazaro Dantas Miranda

Instituto Federal de Mato Grosso do Sul (IFMS)

Profa. Dra. Adriana Pereira Duarte

Instituto Federal de Mato Grosso do Sul (UFMS)

DEDICATÓRIA

Dedico esta dissertação à minha esposa Andréia da Silva Felipe, por seu apoio, incentivo e confiança em mim.

AGRADECIMENTOS

Registro meu reconhecimento a Deus, cuja sabedoria e graça orientaram e apoiaram cada etapa desta trajetória.

Expresso minha gratidão ao Professor Ivo Leite, pelas pertinentes e estimulantes indagações, que contribuíram significativamente para o meu desenvolvimento acadêmico.

Agradeço à turma do PROFQUI, especialmente à Rosa e ao Jefferson, pela parceria e apoio durante o curso.

Ao meu orientador, Professor Walmir Silva Garcez, obrigado pela paciência e generosidade ao compartilhar seu conhecimento.

Registro meu reconhecimento às diretoras e aos professores da E.E. Aracy Eudociak pelo acolhimento e incentivo concedidos durante a execução deste trabalho.

Agradeço à minha esposa Andreia e à minha filha Manuella pelo carinho e apoio nos momentos difíceis.

SUMÁRIO

RESUMO	8
ABSTRACT	10
LISTA DE FIGURAS	12
LISTA DE TABELAS	14
LISTA DE ABREVIATURAS	15
1 INTRODUÇÃO	16
2 OBJETIVOS	18
2.1 Objetivo Geral	18
2.2 Objetivos Específicos	18
3 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA	19
3.1 Oxirredução e ensino	19
3.1.1 Conceito de oxirredução e modelos redox	21
3.1.2 Número de oxidação (NOX)	25
3.1.3 Potencial de redução ou série eletroquímica	27
3.2 Oxirredução: Transformações e tecnologias	29
3.2.1 Bafômetro	29
3.2.2 Combustão	31
3.2.3 Corrosão	34
3.2.3.1 Corrosão eletroquímica	35
3.2.3.2 Corrosão química	36
3.2.4 Metalurgia do ferro e outros metais	36
3.3 Oxirredução: algumas aplicações na eletroquímica	39
3.3.1 Eletroquímica	39
3.3.2 Pilhas ou células galvânicas	39
3.3.3 Eletrólise	41
3.3.4 Células combustíveis	43
3.4 Oxirredução: Algumas aplicações na química orgânica	48
3.4.1 Oxidação nos compostos orgânicos	50
3.4.2 Oxidação em alcenos	52
3.4.3 Redução nos compostos orgânicos	53
3.4.4 Reações redox na fotossíntese	54
3.4.5 O escurecimento da maçã	57
3.5 Livro paradidático <i>versus</i> didáticos	59

3.6 Transposição didática como ferramenta de construção do LPD.....	61
3.6.1 Esquema de transposição didática na oxirredução e eixos norteadores.	64
3.7 Aprendizagem significativa na construção do LPD	66
4 METODOLOGIA.....	68
5 RESULTADOS E DISCUSSÕES	69
5.1 As aplicações de oxirredução na construção do LPD e a introdução aos leitores	69
5.2 Origem e descrição dos termos oxidação e redução, na construção do LPD	74
5.3 As tecnologias redox e aplicações no cotidiano, na construção do LPD.....	79
5.3.1 Bafômetro na construção do LPD	79
5.3.2 Combustão na construção do LPD	81
5.3.3 Corrosão na construção do LPD.....	83
5.3.4 Metalurgia na construção do LPD	84
5.4 As tecnologias redox e a eletroquímica na construção do LPD	86
5.4.1 Pilhas – O dispositivo na construção do LPD	87
5.4.2 Pilhas – As reações redox na construção do LPD	89
5.4.3 Eletrólise – A célula eletrolítica na construção do LPD	95
5.5 Oxirredução e vida: A química orgânica na construção do LPD.....	99
CONCLUSÕES.....	101
REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS	103

RESUMO

Esta dissertação apresenta a elaboração de um livro paradidático intitulado “Oxirredução em Foco: uma Abordagem sob a Óptica da Ciência, Tecnologia e Vida”, desenvolvido para facilitar o ensino e a aprendizagem do tema oxirredução no ensino básico, integrando conceitos científicos, tecnológicos e biológicos. O material procura superar as limitações do ensino tradicional, que frequentemente se restringe ao cálculo do número de oxidação, promovendo uma compreensão significativa e contextualizada do tema para estudantes e professores do ensino fundamental e médio. A finalidade é desenvolver um livro paradidático (LPD) que contextualize os conceitos teóricos da oxirredução, estimule o pensamento crítico e facilite a compreensão das reações redox e suas aplicações. Os caminhos percorridos incluem revisão teórica do tema, evidenciar a relevância social das reações de oxirredução e aplicar ferramentas da transposição didática para adaptar o conteúdo ao ensino básico. As reações de oxirredução são fundamentais para entender processos naturais, tecnológicos e biológicos, como respiração celular, corrosão, combustão e funcionamento de dispositivos eletroquímicos. O LPD apresenta o conceito de oxirredução relacionado à transferência de elétrons e energia, ressaltando sua relevância diária e para a ciência e tecnologia. O texto mantém o foco em ciência, tecnologia e suas aplicações na vida. A abordagem amplia a visão tradicional, buscando conectar o conhecimento científico ao cotidiano dos estudantes, estimulando o pensamento crítico e a autonomia intelectual. A metodologia baseia-se em pesquisa bibliográfica, aprendizagem significativa e transposição didática externa (TDE), adaptando o conhecimento científico complexo em conteúdo acessível e contextualizado para o ensino básico. O livro paradidático (LPD) é concebido como um recurso complementar aos materiais didáticos tradicionais, promovendo uma abordagem mais dinâmica e crítica do ensino de oxirredução. O LPD elaborado oferece uma visão integrada e ampliada do tema oxirredução, destacando a importância dos diferentes modelos explicativos e suas aplicações em ciência, tecnologia e vida. Ao conectar teoria e prática, o material contribui para uma aprendizagem mais significativa, superando a limitação do ensino focado apenas no número de oxidação. O próximo passo sugerido é a transposição didática interna (TDI), que visa a aplicação prática do conteúdo em sala de aula, consolidando o aprendizado. Este trabalho representa um avanço na educação química, fornecendo um recurso atualizado que pode ser utilizado por professores e alunos para aprofundar o conhecimento em oxirredução e suas múltiplas facetas, promovendo a formação de cidadãos mais críticos e conscientes da importância da química em seu cotidiano.

Palavras-chave: Oxirredução; Livro Paradidático; Aprendizagem Significativa; Transposição Didática.

ABSTRACT

This dissertation presents the development of a supplementary textbook entitled “Redox in Focus: An Approach through the Lens of Science, Technology, and Life,” created to facilitate the teaching and learning of the redox topic in basic education by integrating scientific, technological, and biological concepts. The material seeks to overcome the limitations of traditional teaching, which often focuses only on calculating oxidation numbers, by promoting a meaningful and contextualized understanding of the subject for elementary and high school students and teachers. The purpose is to develop a supplementary textbook (LPD) that contextualizes the theoretical concepts of redox, stimulates critical thinking, and facilitates the comprehension of redox reactions and their applications. The steps taken include a theoretical review of the topic, highlighting the social relevance of redox reactions, and applying didactic transposition tools to adapt the content for basic education. Redox reactions are fundamental for understanding natural, technological, and biological processes, such as cellular respiration, corrosion, combustion, and the operation of electrochemical devices. The LPD presents the concept of redox in relation to the transfer of electrons and energy, emphasizing its daily relevance and importance to science and technology. The text maintains a focus on science, technology, and their applications in everyday life. The approach broadens the traditional view, aiming to connect scientific knowledge to students’ daily lives, stimulating critical thinking and intellectual autonomy. The methodology is based on bibliographic research, meaningful learning, and external didactic transposition (EDT), adapting complex scientific knowledge into accessible and contextualized content for basic education. The supplementary textbook (LPD) is designed as a complementary resource to traditional teaching materials, promoting a more dynamic and critical approach to teaching redox. The developed LPD offers an integrated and expanded view of the redox topic, highlighting the importance of different explanatory models and their applications in science, technology, and life. By connecting theory and practice, the material contributes to more meaningful learning, overcoming the limitation of teaching focused solely on oxidation numbers. The next step suggested is internal didactic transposition (IDT), which aims at the practical application of the content in the classroom, consolidating learning. This work represents progress in chemistry education, providing an updated resource that can be used by teachers and students to deepen their knowledge of redox and its multiple facets, promoting the formation of more critical citizens who are aware of the importance of chemistry in their daily lives.

Keywords: Redox Reactions; Supplementary Textbook; Meaningful Learning; Didactic Transposition.

LISTA DE FIGURAS

Figura 1: Demonstração em quadro de uma equação redox para fins didáticos aos alunos.....	19
Figura 2: Significado do termo redox.....	20
Figura 3: Esquema dos diferentes significados de oxidação e redução, Oliva (2020).	25
Figura 4: O número de oxidação em orgânicas, Ribeiro (2014).	27
Figura 5: Protótipo de um bafômetro, Ferreira (1997).	29
Figura 6: Sistema reacional que simula o sopro no bafômetro, Braathen (1997).	30
Figura 7: Chama da vela produzindo simultaneamente combustão completa e incompleta.	32
Figura 8: Corrosão de uma ferradura para os pés de um cavalo.....	34
Figura 9: Imagem A: foto de um ferreiro africano na Tanzânia (Benite et al., 2016). Imagem B: esquema que representa um forno de mineração (adaptado de Atkins e Jones, 2012).	37
Figura 10: Esquema de uma célula combustível hidrogênio/oxigênio.....	44
Figura 11: Número de oxidação do carbono nos compostos orgânicos de acordo com a sua carga parcial, Menzek (2002).	49
Figura 12: Variação do número de oxidação dos elementos nos compostos orgânicos de acordo com a sua carga parcial, conforme Menzek (2002).	50
Figura 13: Esquema geral da variação de energia das reações de óxido-redução de substâncias carboniladas.	52
Figura 14: Absorção e liberação de energia envolvendo as reações redox na carbonila.	53
Figura 15: Principais agentes redutores.....	54
Figura 16: Principais agentes oxidantes.	54
Figura 17: Etapas da fotossíntese.	55
Figura 18: Representação de transição eletrônica (um elétron absorve um fóton de luz e sofre transição para um nível de maior energia).....	55
Figura 19: Representação da transferência de 2 elétrons de alta energia formando o NADPH.	56
Figura 20: Inserção de elétrons de alta energia na estrutura do NADP^+	56
Figura 21: Molécula de CO_2 é incorporada é no ácido 3-fosfoglicérico.	57
Figura 22: Esquema simplificado da redução do ácido 3-fosfoglicérico a gliceraldeído-3-fosfato.	57
Figura 23: Oxidação na maçã, Da Silva (2009).....	58
Figura 24: Conversão enzimática da Orto-hidroquinona por oxidação em Orto-benzoquinona. (Da Silva, 2009).	58

Figura 25: Tipos de saberes conforme Chevallard (1991).....	63
Figura 26: Formas de transposição didática, conforme Chevallard (1991).....	63
Figura 27: Eixos norteadores para transposição didática.	65
Figura 28: Tipos de aprendizagem significativa.....	67

LISTA DE TABELAS

Tabela 1: Modelos redox, Arnaud (2019).....	22
Tabela 2: Tabela de potencial de redução, Usberco (2002).	28
Tabela 3: Tecnologias das células combustíveis, Rodrigues (2010).....	45
Tabela 4: Composição, temperatura de operação e reações que ocorrem nas células combustíveis, Rodrigues (2010).....	46
Tabela 5: Eficiência, densidade de potência e tipo de combustível nas células combustíveis conforme Rodrigues (2010).....	46
Tabela 6: Tipos de aplicações das células combustíveis, Rodrigues (2010).	47

LISTA DE ABREVIATURAS

REDOX – Redução e Oxidação.

IUPAC - União Internacional da Química Pura e Aplicada.

NAD⁺ - Nicotinamida Adenina Dinucleotídeo.

NADP⁺ - Nicotinamida Adenina Dinucleotídeo Fosfato.

FMN - Flavina Mononucleotídeo.

FAD - Flavina Adenina Dinucleotídeo.

NOX – Número de Oxidação.

PROQUI - Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional.

QNEsc - Química Nova na Escola.

TDE - Transposição Didática Externa.

TDI - Transposição Didática Interna.

LDB – Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional.

BNCC – Base Nacional Comum Curricular.

MEP - Membrana de Eletrólito Polimérico

LPD – Livro Paradidático

LD – Livro didático

1 INTRODUÇÃO

As reações de oxirredução constituem um dos fundamentos mais abrangentes da química, sendo essenciais para a compreensão dos processos naturais e tecnológicos que sustentam a vida moderna. A transferência de elétrons entre espécies químicas não apenas explica fenômenos como a respiração celular e a corrosão de metais, mas também viabiliza aplicações tecnológicas de grande impacto, como baterias, células combustíveis e sistemas de purificação ambiental (ATKINS; DE PAULA, 2014).

Ao abordar o tema “Oxirredução”, propõe-se uma análise observando os sistemas biológicos e industriais onde tais reações ocorrem em larga escala, até os mecanismos moleculares revelam a dinâmica energética e estrutural das transformações químicas. Essa abordagem permite integrar a ciência, como campo que investiga os princípios termodinâmicos e cinéticos das reações redox, fundamentais para o entendimento da matéria e da energia (BROWN et al., 2018); a tecnologia, como expressão prática desses conhecimentos, aplicada na criação de dispositivos eletroquímicos, sensores e processos sustentáveis; e a vida, como dimensão que evidencia a presença constante da oxirredução em sistemas biológicos, desde o metabolismo celular até os ciclos biogeoquímicos que regulam o planeta.

Segundo Baird e Cann (2011), “a química ambiental moderna depende fortemente da compreensão das reações redox para mitigar impactos e desenvolver soluções sustentáveis”. Assim, estudar a oxirredução é não apenas compreender a base da transformação química, mas também reconhecer seu papel estratégico na interface entre conhecimento científico, inovação tecnológica e qualidade de vida.

Atualmente, a produção de materiais paradidáticos voltados para o ensino de química é uma estratégia fundamental para tornar conteúdos complexos mais acessíveis a estudantes do ensino básico. Alguns exemplos de livros paradidáticos de Química incluem “Química por Toda Parte” (Pimenta, 2023), “Aquecimento Global (UECE, 2019)”, “Por um Planeta sem Lixo (UECE, 2019)” e “A Conservação da Água”. Todos foram elaborados com foco em tornar conteúdos químicos mais acessíveis e contextualizados para estudantes. Quando se trata do tema oxirredução, a necessidade de recursos didáticos que promovam uma compreensão significativa é ainda mais evidente, visto que se trata de um dos assuntos considerados mais desafiadores, tanto para docentes quanto para discentes (DE JONG et al., 1995). Segundo Tavares e Amaral (2012, p. 3), “a elaboração de livros paradidáticos amplia as possibilidades de aprendizagem ao apresentar conceitos por meio de diferentes linguagens, contextos e exemplos, facilitando a apropriação do conhecimento científico. Segundo Batista (2022, p. 45),

“a validação do produto educacional por parte dos docentes [...] mostrou que ele foi bem avaliado e validado como recurso complementar no auxílio da prática educativa, contextualizando e integrando assuntos da base técnica à disciplina de Química.”

Nesse sentido, o presente trabalho busca a elaboração de um livro paradidático (LPD) que busca suprir as limitações do que é ensinado no ensino básico. Em conversas com professores e colegas profissionais do ensino de química, questionamos: Por que, ao estudar oxirredução, o aluno só recorda o número de oxidação e demonstra dificuldade em responder questões mais aprofundadas do tema? O estudante demonstra capacidade para definir reações de oxirredução em situações cotidianas e contextuais? A resposta pode estar em um material que aborda o tema de forma clara e prática, facilitando o aprendizado.

O LPD “Oxirredução em Foco: uma Abordagem sob a Óptica da Ciência, Tecnologia e Vida” propõe-se a superar a abordagem meramente mecanicista, buscando integrar explicações conceituais, aplicações tecnológicas e contextos do cotidiano. Essa proposta está alinhada com Wartha, Silva e Bejarano (2013), que defendem que “a utilização de fatos do cotidiano como ponto de partida para o ensino de conteúdos científicos pode favorecer uma aprendizagem mais significativa e contextualizada”, contribuindo para uma formação mais crítica e conectada com a realidade dos estudantes.

Assim, este material nasce do compromisso de oferecer aos estudantes e professores da educação básica recursos que favorecem a construção de um conhecimento sólido, contextualizado e motivador, contribuindo para superar as tradicionais barreiras do ensino de oxirredução e estimulando a autonomia intelectual.

2 OBJETIVOS

2.1 Objetivo geral

Desenvolver um LPD voltado para o ensino médio, com foco no conteúdo de oxirredução, que contextualize os conceitos teóricos, estimule o pensamento crítico e facilite a compreensão dos processos de transferência de elétrons e suas aplicações na ciência, tecnologia e vida.

2.2 Objetivos específicos

- Realizar uma revisão bibliográfica sistemática sobre os principais conceitos e abordagens relacionados às reações de oxirredução presentes nos materiais didáticos e nas práticas pedagógicas do ensino básico, com o intuito de identificar tendências, lacunas e possibilidades de aprimoramento no processo de ensino-aprendizagem.
- Reconhecer e evidenciar a relevância das reações de oxirredução na sociedade contemporânea, destacando suas aplicações em processos industriais, tecnológicos, ambientais e biológicos, com o intuito de promover uma abordagem contextualizada e significativa no ensino de Química.
- Utilizar as ferramentas da transposição didática para estruturar e adaptar os conteúdos sobre oxirredução em um LPD voltado ao ensino básico, com o propósito de promover uma aprendizagem significativa, contextualizada e alinhada às necessidades cognitivas dos estudantes.

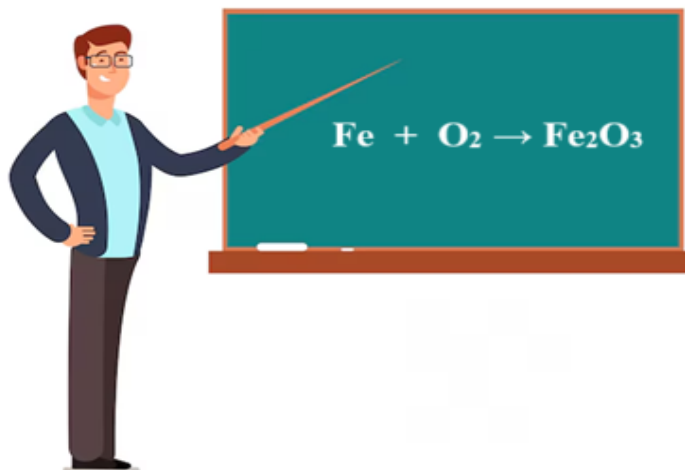
3 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

3.1 O Ensino de Oxirredução.

Esta fundamentação teórica apresenta os principais conceitos científicos da química sobre reações de oxirredução. Segundo De Jong et al. (1995), tanto professores quanto alunos identificam as reações de oxirredução como um dos temas mais desafiadores na área da Química. Uma abordagem mais ampla e acessível desses conceitos e modelos pode favorecer o entendimento do tema, promovendo o desenvolvimento e a compreensão dos estudantes na área de química.

O conceito de oxirredução é um dos mais difíceis para os alunos, devido à limitação e abrangência restrita das definições disponíveis. A definição de oxirredução e o cálculo do número de oxidação são abordados em sala de aula, mas muitas vezes o ensino se limita ao uso dessa ferramenta, sem aprofundar outras definições. Normalmente, só se considera a equação pura, como mostra a figura (1).

Figura 1: Demonstração em quadro de uma equação redox para fins didáticos aos alunos.



Fonte: Gerada por AI.

O conceito de oxirredução e o cálculo de número de oxidação são ensinados de forma mecânica, sem estratégias adequadas, impactando na aprendizagem e causando desinteresse pelo conteúdo. Quando o assunto evolui, por exemplo, para explicar a tabela de potencial de redução, torna-se uma estratégia desafiadora para promover o ensino significativo.

Segundo Klein e Braibante (2017), após um estudo sobre diferentes abordagens:

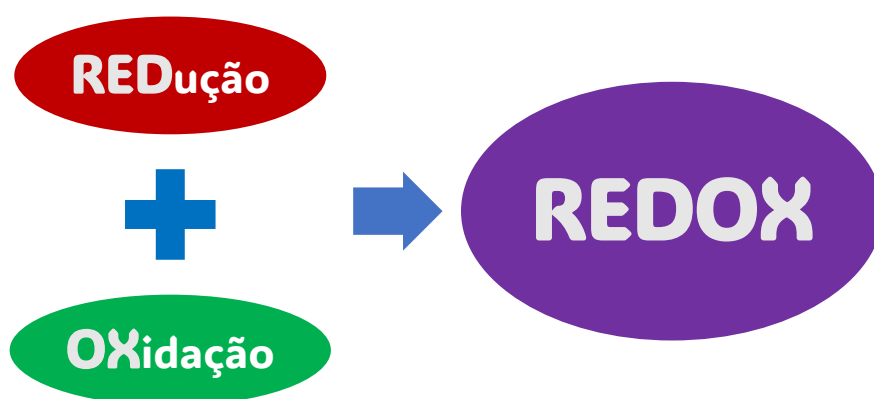
“Entretanto, devemos ter muita atenção para a significação conceitual necessária para o bom entendimento das reações de oxirredução, pois verificamos a necessidade de aprofundar mais as discussões tanto das reações em si quanto dos usos dos termos

estado de oxidação e número de oxidação. Talvez, por ser pouco explorado em termos de publicação, com poucas discussões conceituais, cause as dificuldades apresentadas no ensino e aprendizagem desse conteúdo em nível de ensino médio.” (Klein e Braibante, 2017, pág. 46)

Porém, somente Klein e Braibante (2017), não são suficientes para o enxergar completo e mais significativo no processo de ensino do tema oxirredução. Para Gomes & Souza (2021, pág. 16) “O uso da temática corrosão contribuiu significativamente para iniciar o processo de ensino-aprendizagem da oxirredução, permitindo a construção de uma ponte relacional entre o cotidiano e o científico, concedendo significado as novas informações a serem ancoradas”. Aprender a calcular o número de oxidação e consultar o potencial de redução são apenas parte do processo. É fundamental compreender os conceitos de oxirredução e conhecer os mecanismos, estabelecer conexões aplicáveis à química dos fenômenos de oxirredução.

Um esquema que poderá ficar no cognitivo do estudante é:

Figura 2: Significado do Termo Redox.



Fonte: (O Autor).

O termo 'REDOX', mostrado na figura (2), relaciona-se às reações de redução e oxidação, assim como os termos oxirredução e óxido-redução. Essa ligação é superficial e indica conhecimento limitado. De acordo com a Base curricular Comum (BNCC) é necessário:

“Compreender transformações químicas e suas implicações nos processos biológicos, ambientais e tecnológicos, reconhecendo a conservação da matéria e da energia e os impactos socioambientais dessas transformações.” (BRASIL, 2018, p. 563)

É fundamental relacionar o conceito de REDOX ao cotidiano e compreender as transformações químicas e seus impactos sociais, ambientais e tecnológicos.

3.1.1 O CONCEITO DE OXIRREDUÇÃO E MECANISMOS

O conceito de oxidação foi originalmente definido por Antoine Lavoisier no século XVIII como uma reação envolvendo oxigênio, formando óxidos (SCHMIDT, 2000). A partir dessa abordagem, surgiu o conceito de estado de oxidação, relacionado à capacidade das substâncias de se combinarem com o oxigênio (JENSEN, 2007). Com o avanço da química, o conceito evoluiu e passou a ser definido com base na transferência de elétrons. Segundo Oliva (2020), a oxidação ocorre quando uma espécie química perde elétrons, aumentando seu número de oxidação, enquanto a redução envolve o ganho de elétrons, diminuindo esse número. Esse processo conjunto é denominado reação redox.

A IUPAC define oxidação como: 1. Remoção de elétrons de uma espécie química; 2. Aumento do número de oxidação; 3. Ganho de oxigênio e/ou perda de hidrogênio em compostos orgânicos (MCNAUGHT; WILKINSON, 1997).

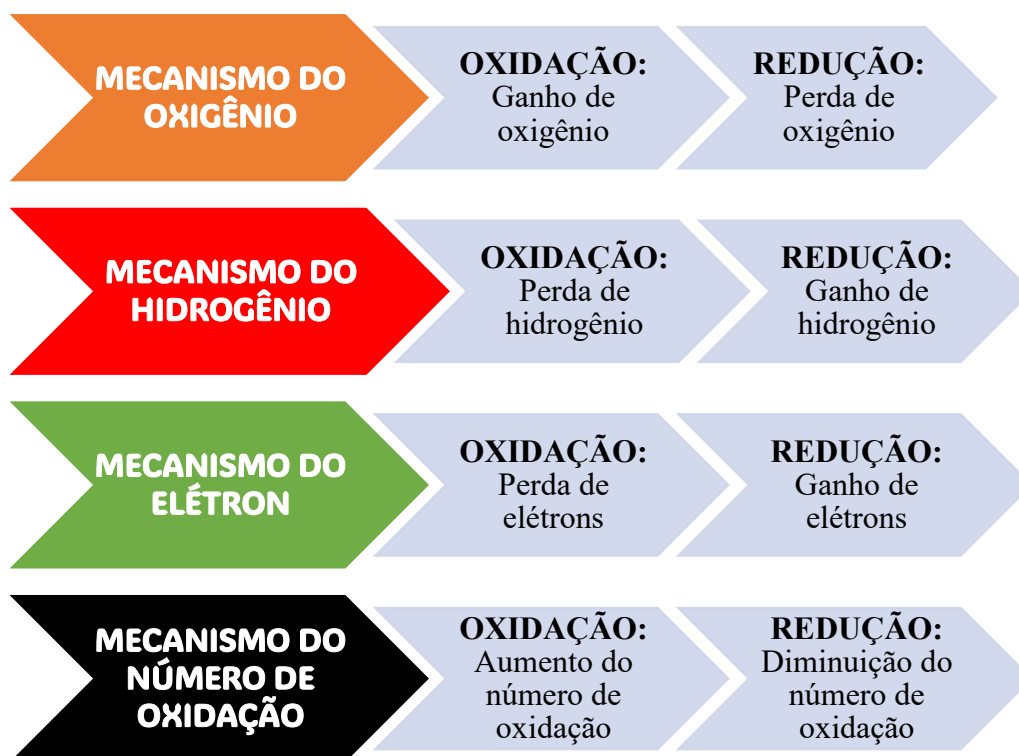
A redução é o processo inverso: ganho de elétrons, diminuição do número de oxidação e perda de oxigênio e/ou ganho de hidrogênio. As reações de oxirredução envolvem transferência de elétrons ou de espécies intermediárias. Agentes oxidantes retiram elétrons e são reduzidos; agentes redutores cedem elétrons e são oxidados (ZHANG; HOSHINO, 2014). Schmidt (2000) destaca que, embora os nomes dos conceitos permaneçam, seus significados evoluem com o desenvolvimento científico. Assim, não há uma única definição de oxirredução, permitindo diferentes interpretações conforme o contexto.

Joesten e Wood (1996) apresentam três definições complementares de oxidação: 1. Reação com oxigênio; 2. Perda de hidrogênio; 3. Perda de elétrons de valência. A redução, por sua vez, é o processo inverso.

Ringnes (1995) também mencionou alterações conceituais em relação a variados modelos REDOX (Tabela 1). Como o termo "modelo" raramente aparece em livros didáticos, usaremos "mecanismo". Todos os mecanismos são aplicados na educação química contemporânea e são aceitos e reconhecidos nas diversas subáreas da química.

Esses mecanismos são mencionados como o mecanismo de oxigênio, o mecanismo de hidrogênio, o mecanismo de elétron e o mecanismo de número de oxidação. Cada mecanismo possui uma definição para oxidação e redução. Arnaud (2019) apresenta diferentes mecanismo para a definição de reações redox, utilizando as seguintes definições conforme o quadro abaixo:

Tabela 1: Mecanismo Redox, Arnaud (2019).

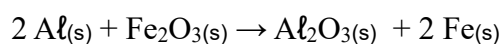


Fonte: Arnaud (2019).

Para ghibaud, et al. (2015) o âmbito de aplicação de cada mecanismo é específico, mas há interseções que possibilitam a interpretação de um mesmo fenômeno através de múltiplos mecanismos. Assim, entende-se que cada mecanismo possui suas próprias características e não se sobrepõe ao outro.

Tratado como primeiro mecanismo para as reações de oxirredução o mecanismo do oxigênio estabelece que reações seriam reações diretamente relacionadas à ação do oxigênio, ou seja, teríamos um processo em que se produz uma transferência de oxigênio.

Um exemplo seria dado na equação balanceada:



Na visão do mecanismo do oxigênio o alumínio irá ganhar oxigênio e o ferro perder oxigênio. No caso o alumínio irá sofrer oxidação, incorporar oxigênio, e o ferro sofrer redução e desincorporar os átomos de oxigênio. Nesse sentido, uma redução seria a separação do oxigênio de um corpo. (GHIBAUDI, et al., 2015).

Um exemplo, na química orgânica, seria a conversão de álcool primário em ácido carboxílico. Porém, ocorrem algumas limitações: há inúmeras reações redox que não envolvem

oxigênio. As reações ácido-base, apesar de envolverem transferência de oxigênio entre espécies, não podem ser consideradas como reações de oxirredução (PAIK, et al., 2017).

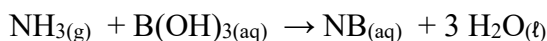
Na década de 1930, Justus Von Liebig propôs que a oxidação ocorre quando um composto orgânico perde hidrogênio durante uma reação, conforme observou em seus estudos (RINGNES, 1995 apud ÖSTERLUND, 2010).

Nelson e Cox (2004) descrevem reações bioquímicas redox com o mecanismo de hidrogênio, isto é, uma oxidação é uma perda de hidrogênio e uma redução é um ganho de hidrogênio. Moléculas como NAD^+ , NADP^+ , FMN ou FAD ganham elétrons e sofrem uma redução:

O FAD sendo reduzido em:



O mecanismo do hidrogênio é útil para interpretar processos de transferência de hidrogênio como reações de oxirredução. Na equação fica especificado a incorporação dos átomos de hidrogênios na espécie FAD. O inverso é interpretado como oxidação das espécies. De acordo com Paik, et.al., (2017), temos limitações do mecanismo de hidrogênio em uma reação do tipo:



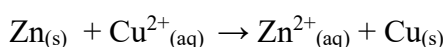
A amônia, mesmo perdendo seus hidrogênios, não está sofrendo oxidação, ela está sendo neutralizada, pois a reação é ácido base.

A eletroquímica é a principal área das reações de oxirredução e com a descoberta do elétron a valência da espécie (positiva ou negativa) permitiu identificar se ocorre perda ou ganho de elétrons.

Para Fry (1995):

"O aparecimento de uma valência positiva por um átomo corresponde à oxidação. Um átomo no qual um valor negativo aparece é reduzido" (FRY, 1995).

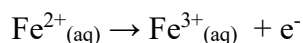
Um exemplo clássico seria a reação muito famosa na eletroquímica, que aparecesse na pilha de Daniell:



O aparecimento da carga da carga positiva indicaria a oxidação, logo o zinco está oxidando. Nesse caso o zinco está transferindo elétrons para o cobre. O cobre está recebendo elétrons do zinco. O mecanismo de transferência de elétrons é empregado na análise de reações

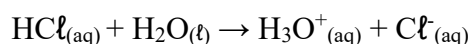
redox nas quais ocorre, de fato, a movimentação de elétrons entre espécies químicas. A pilha constitui um dispositivo que opera segundo este princípio. A utilização de equipamentos eletrônicos alimentados por pilhas ilustra claramente esse mecanismo de funcionamento.

Temos algumas limitações na aplicação do mecanismo, como por exemplo na equação:



Na equação ocorre a oxidação, porém na expressão o ferro (Fe^{2+}) já está oxidado e o aumento da valência (para Fe^{3+}) irá indicar o aumento do estado de oxidação por perda de elétrons. Toda vez que a valência diminuir, a espécie ganhará elétrons e sofrerá redução. A variação da valência em uma equação química indica transferência de elétrons, assim como o uso do multímetro comprova experimentalmente esse processo em reações de oxirredução.

Na reação podemos visualizar uma limitação do mecanismo de transferência de elétrons:



O ácido clorídrico reage com a água em uma reação classificada como ácido-base. A água age como base e o HCl como ácido. Neste caso, a presença de valência negativa no íon cloreto (Cl^{-}) não indica ocorrência de redução. Não ocorre oxirredução, pois não há transferência de elétrons nem variação no número de oxidação entre reagentes e produtos.

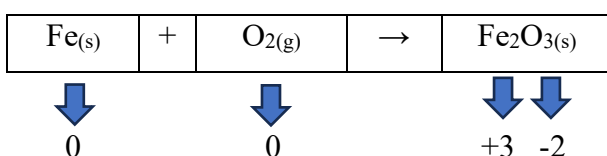
Em 1938, Wendell Mitchell Latimer (1893-1955) definiu que o número de oxidação é a carga que um átomo adquire se os elétrons de ligação forem atribuídos para cada ligação. O mecanismo do número de oxidação trabalha um conjunto de regras para as espécies e elementos químicos. O ensino de oxirredução normalmente utiliza o método tradicional, centrando-se no número de oxidação. Antes de abordar a perspectiva mecanicista, recomenda-se memorizar as regras de redox como apoio. Em suma, é fundamental compreender e determinar o número de oxidação.

Para Atkins temos que:

A oxidação corresponde ao aumento do número de oxidação. A redução corresponde à diminuição do número de oxidação. Uma reação redox, portanto, é qualquer reação na qual os números de oxidação se alteram. (ATKINS; JONES, 2012, p. 100)

Dada uma reação redox podemos calcular o número de oxidação de todos os elementos envolvidos e somente aqueles que sofrem modificações oxidam ou reduzem.

Dada a equação REDOX:

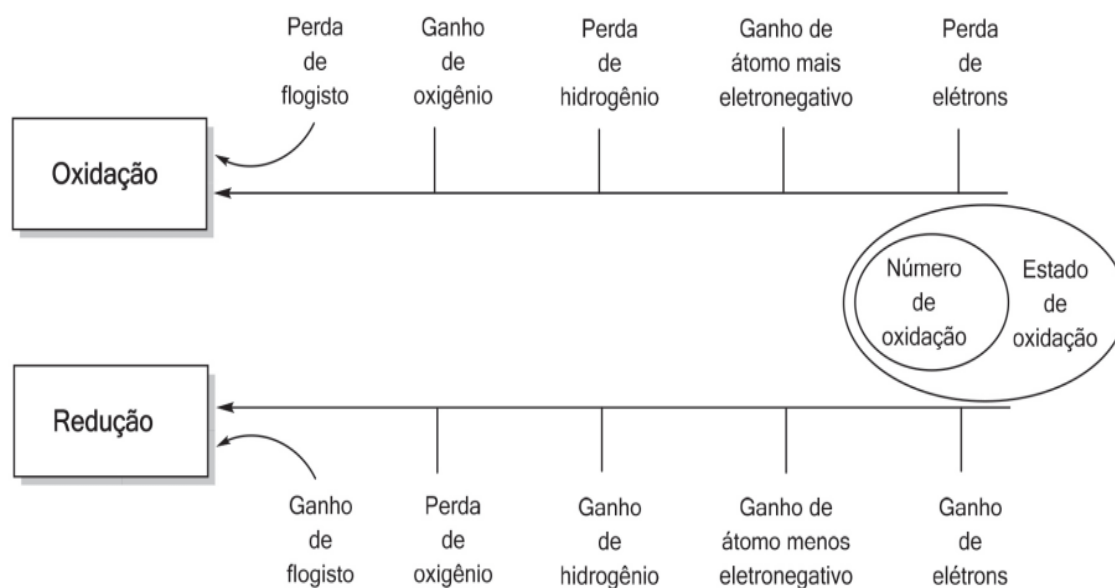


O número de oxidação do elemento ferro varia de 0 para +3. O aumento do número de oxidação é a oxidação. O elemento oxigênio vai de 0 para -2. A diminuição do número de oxidação é a redução. Logo o modelo do número de oxidação se torna um artifício para “acompanhar de onde os elétrons vem e para onde os elétrons vão” (SHRIVER; ATKINS, 2004, p. 203) ou “seguir o caminho dos elétrons” (ATKINS; JONES, 2012, p.100).

O mecanismo do número de oxidação é aplicado em todos os outros modelos. Nenhum mecanismo é superior; o ideal é escolher aquele mais adequado ao conteúdo. Em seu estudo, Oliva, et.al, (2020), propõe que diferentes significados de oxidação e redução podem ser apropriados em diferentes contextos de ensino, mas para isso os estudantes precisam conhecê-los e perceber que há uma articulação entre eles.

A figura (3) fornece esse esquema apresentado:

Figura 3: Esquema dos diferentes significados de oxidação e redução, Oliva (2020).



Fonte: Oliva (2020).

3.1.2 Número de Oxidação e suas Regras

No ano de 1938, Wendell Mitchell Latimer (1893-1955) estabeleceu normas para determinar o número de oxidação, baseando-se na suposição aleatória de que todas as ligações são puramente iônicas. Esta definição é a base para o conceito contemporâneo de número de oxidação (GHIBAUDI et al., 2015). Também é definido como “A carga elétrica (real ou aparente) que um átomo adquire ao formar uma substância, considerando que todas as ligações são iônicas.” (FEITOSA; BARBOSA; FORTE, 2016, p. 90)

De acordo com Ribeiro (2014) podemos atribuir regras básicas de número de oxidação (NOX):

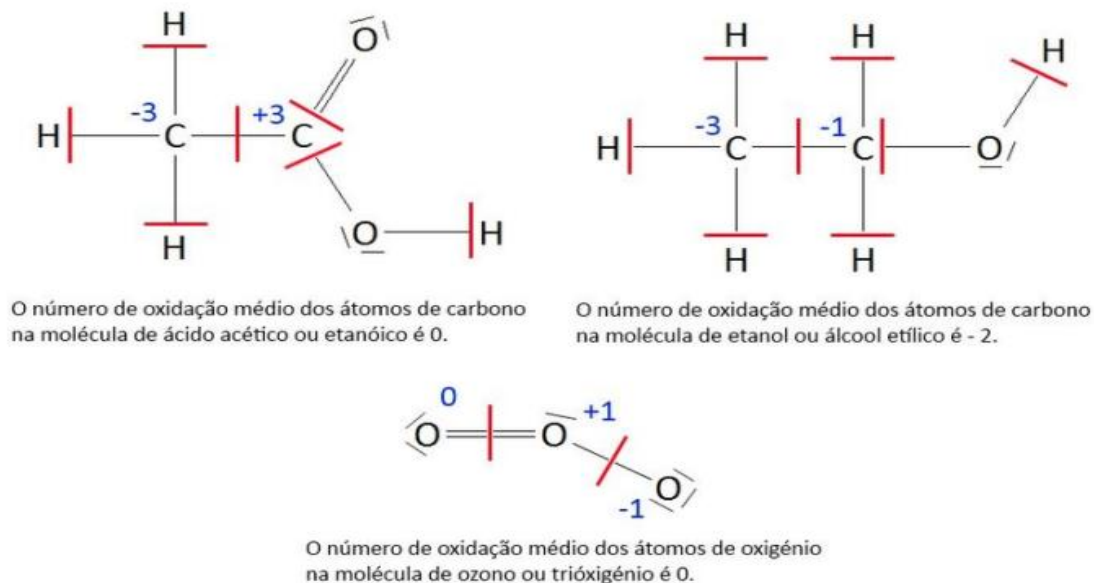
1. O número de oxidação de um elemento no estado livre ou numa substância elementar (H_2 , Li, Cl_2 , S_8 , Al, por exemplo) é sempre zero.
2. O número de oxidação de íons monoatômicos corresponde à carga do respectivo íon.
3. A soma algébrica de todos os números de oxidação de todos os átomos numa molécula neutra é igual a zero; no caso de íons, essa soma é igual à carga do íon.
4. Em compostos, o número de oxidação dos metais alcalinos é igual a +1, o dos metais alcalino-terrosos é +2, o do alumínio é +3 e o do flúor é -1. Note-se que o flúor é o elemento com a maior eletronegatividade.
5. Em compostos, o número de oxidação do hidrogénio é +1 (exceto nos hidretos, que é -1, como resulta da aplicação das duas regras precedentes).
6. Em compostos, o número de oxidação do oxigénio é -2 (exceto nos peróxidos, que é -1, nos superóxidos, que é $-\frac{1}{2}$, e no fluoreto de oxigénio, OF_2 , que é +2, como resulta da aplicação das regras precedentes). (Ribeiro, art. 276, v. 2, n. 4)

Estado de oxidação é o número que representa a carga (real ou hipotética) de um átomo em uma substância, indicando quantos elétrons ele perdeu ou ganhou em relação ao estado neutro. São estabelecidos um conjunto de regras de estados de oxidação postulados para oxigênio e hidrogênio, principalmente, com algumas exceções, como, por exemplo (Karen, 2015):

1. Os átomos em uma substância simples possuem estado de oxidação 0.
2. A soma dos estados de oxidação de átomos em um composto neutro é 0.
3. Átomos de flúor em compostos possuem o estado de oxidação 1-.
4. Átomos de metais alcalinos em compostos possuem estado de oxidação 1+ e os metais alcalinos terrosos 2+.
5. Átomos de hidrogênio em compostos possuem o estado de oxidação 1+.
6. Átomos de oxigênio em compostos possuem o estado de oxidação 2-. (Karen, v. 54, n. 1, p. 2-13, 2015)

Essas regras ajudam a determinar como os elétrons estão distribuídos nas reações químicas e são essenciais para entender processos de oxidação e redução. Em algumas espécies químicas poliatômicas, principalmente nas espécies orgânicas que possuem vários carbonos por moléculas, um elemento pode apresentar átomos com diferentes números de oxidação devido a distribuições assimétricas dos elétrons, esses casos, é usual considerar-se o “número de oxidação médio”.

Figura 4: O número de Oxidação em Moléculas Orgânicas, Ribeiro (2014).



Fonte: Ribeiro (2014).

Quando um elemento possui múltiplos números de oxidação, dependendo da espécie química à qual pertence, afirma-se que ele pode estar em variados estados de oxidação.

3.1.3 Potencial de Redução ou Série Eletroquímica

O potencial elétrico, para física, é uma grandeza que descreve o campo elétrico gerado por uma carga. Nesse sentido, o potencial elétrico seria a quantidade necessária de trabalho para mover uma carga unitária de um ponto a outro contra um campo elétrico. Na química o alto potencial de célula caracteriza a capacidade que a reação tem de “empurrar” e “puxar” elétrons.

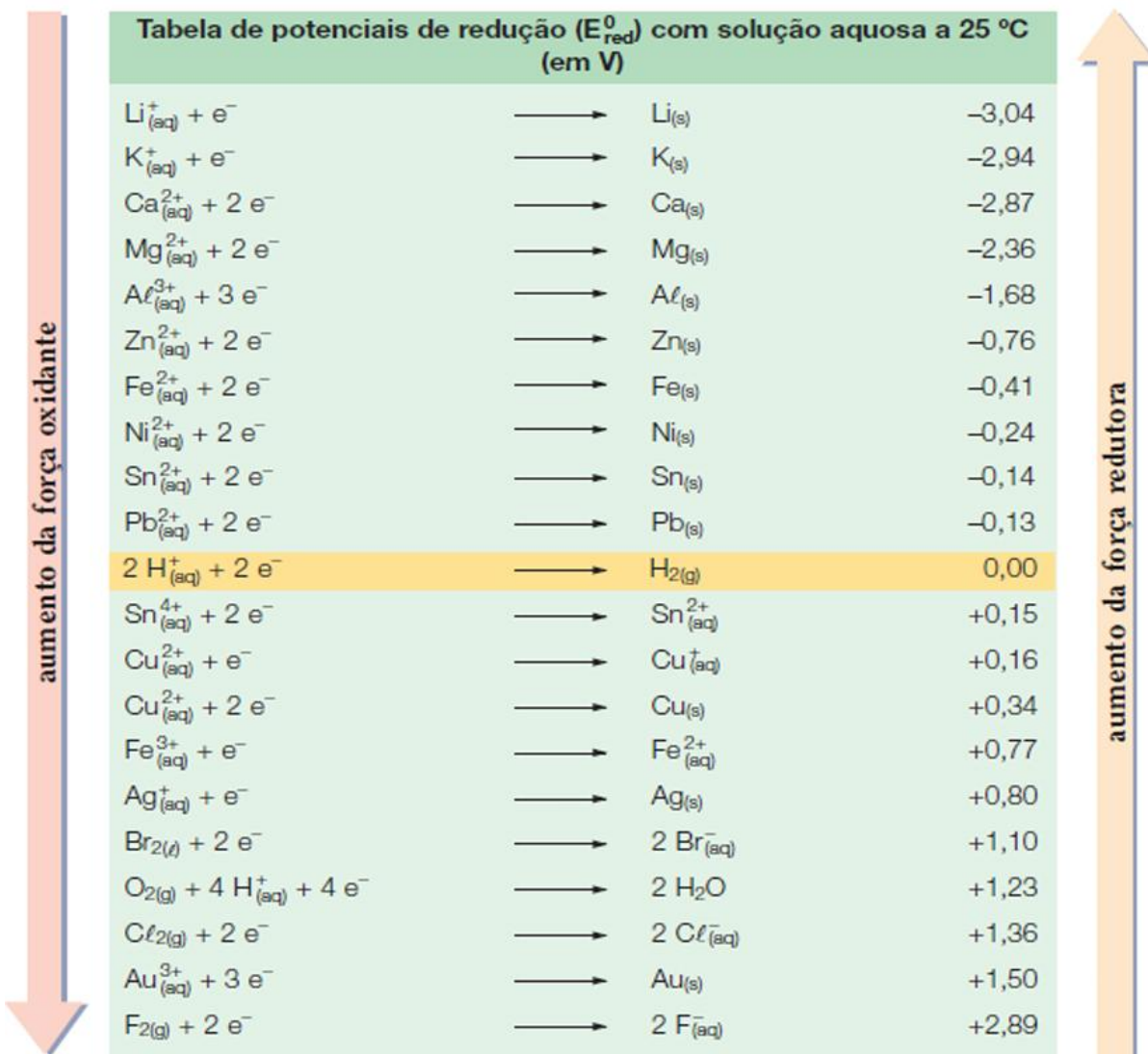
O potencial da célula tem relação com a energia livre de Gibbs (que mede a espontaneidade) de uma reação e a diferença de potencial produzida por ela (ATKINS e PAULA, 2012).

Quando se tem o potencial máximo que pode ser produzido pelo trabalho máximo de não expansão, tem-se uma diferença de potencial de célula. Ao medir-se o potencial quando todas as espécies estão em seu estado padrão, tem-se o potencial-padrão da célula, que pode ser o potencial-padrão de redução ou de oxidação.

A tabela de potencial de redução é uma ferramenta essencial na eletroquímica, usada para organizar os potenciais eletroquímicos de diversas reações redox. O potencial de redução mede a tendência de uma substância ganhar elétrons e se reduzir.

Podemos então ter uma tabela de potencial de redução em condições padrão:

Tabela 2: Tabela de Potencial de Redução, Usberco (2002).



$\text{Li}_{(\text{aq})}^+ + \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Li}_{(\text{s})}$	-3,04
$\text{K}_{(\text{aq})}^+ + \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{K}_{(\text{s})}$	-2,94
$\text{Ca}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Ca}_{(\text{s})}$	-2,87
$\text{Mg}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Mg}_{(\text{s})}$	-2,36
$\text{Al}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Al}_{(\text{s})}$	-1,68
$\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Zn}_{(\text{s})}$	-0,76
$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,41
$\text{Ni}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Ni}_{(\text{s})}$	-0,24
$\text{Sn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Sn}_{(\text{s})}$	-0,14
$\text{Pb}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Pb}_{(\text{s})}$	-0,13
$2 \text{H}_{(\text{aq})}^+ + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{H}_{2(\text{g})}$	0,00
$\text{Sn}_{(\text{aq})}^{4+} + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Sn}_{(\text{aq})}^{2+}$	+0,15
$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Cu}_{(\text{aq})}^+$	+0,16
$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,34
$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$	+0,77
$\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Ag}_{(\text{s})}$	+0,80
$\text{Br}_{2(\text{l})} + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$2 \text{Br}_{(\text{aq})}^-$	+1,10
$\text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{H}_{(\text{aq})}^+ + 4 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$2 \text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$2 \text{Cl}_{(\text{aq})}^-$	+1,36
$\text{Au}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$\text{Au}_{(\text{s})}$	+1,50
$\text{F}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^-$	$\longrightarrow$	$2 \text{F}_{(\text{aq})}^-$	+2,89

Fonte: Usberco (2002).

Esses valores foram obtidos para o estado padrão, isto é, concentração 1 mol/L para espécies em solução e 1 atm para espécies gasosas a 25 °C. Existem tabelas especializadas para outras condições.

Na tabela, os potenciais mais positivos indicam maior tendência à redução, enquanto os mais negativos indicam maior tendência à oxidação. Ela é estruturada com pares redox, onde cada par contém um agente oxidante e um agente redutor. Os valores de potencial são medidos em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio, que tem um potencial de 0,00 V, por convenção.

Essa tabela é amplamente utilizada para prever reações químicas, analisar a espontaneidade de processos e entender o comportamento de diferentes substâncias em soluções aquosas.

Os íons (Cu^{2+}) possuem um potencial de redução positivo em comparação ao eletrodo padrão. Se for montado um sistema cobre/hidrogênio como eletrodos, o eletrodo que ganha elétrons é o de cobre. O cobre ($\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$) se reduz, ganhando elétrons e o hidrogênio ($\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$) se oxida, liberando elétrons.

Os íons (Zn^{2+}) possuem um potencial de redução negativo em comparação ao eletrodo padrão. Se for montado um sistema zinco/hidrogênio como eletrodos, o eletrodo que perde elétrons é o de zinco. O zinco oxida e o hidrogênio reduz por possuir maior potencial de redução.

Um sistema montado entre cobre (maior potencial de redução) e zinco (menor potencial de redução) indicará a reação no sentido de redução do cobre e oxidação do zinco. Esse raciocínio é um dos principais, em sala de aula, durante a análise de reações redox espontânea.

3.2 Oxirredução: Suas Transformações e Tecnologias

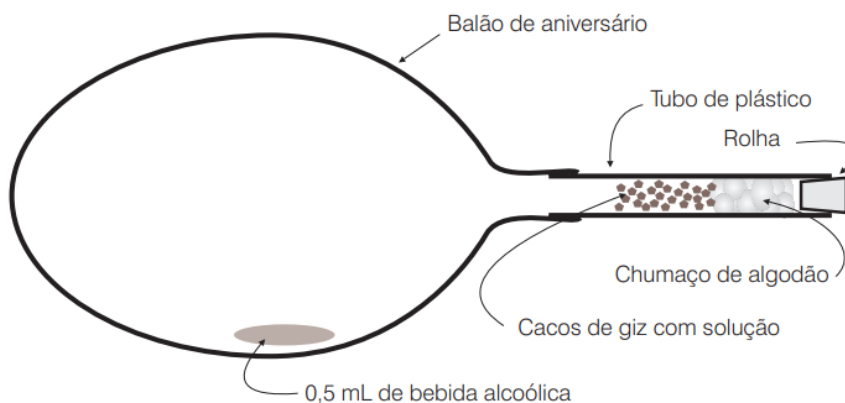
3.2.1 Bafômetro

O bafômetro é um dispositivo preventivo que detecta motoristas alcoolizados, medindo a quantidade de álcool no sangue mediante teste do ar exalado em sua respiração (FERREIRA & MÓL...1997).

Para Braathen (1997), presença de álcool no sangue é determinada pela medição do álcool no ar exalado pela pessoa, o que é feito pela observação visual ou instrumental de simples reações químicas de oxirredução.

Um protótipo desenvolvido para ser utilizado em sala de aula por (FERREIRA & MÓL...1997) mostra com simplicidade como ocorre as reações redox no bafômetro:

Figura 5: Protótipo de um bafômetro, FERREIRA (1997).



Fonte: FERREIRA (1997).

Um procedimento de preparação desse protótipo pode ser citado: O tubo de plástico é transparente para verificação da reação. Em seu interior é colocado uma mistura de dicromato de potássio com ácido sulfúrico concentrado e cacos de giz.

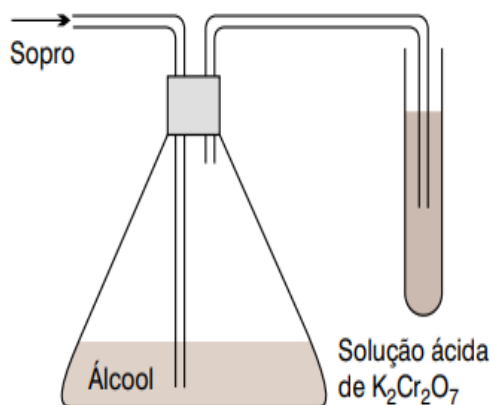
De acordo com (FERREIRA & MÓL...1997):

“Solução ácida de dicromato de potássio preparada da seguinte maneira: a 40 mL de água adicione lentamente 10 mL de ácido sulfúrico comercial concentrado e 1 g de dicromato de potássio. Agite o sistema até que a solução fique homogênea. Atenção! Como o ácido sulfúrico concentrado é ao mesmo tempo um ácido forte e um poderoso agente desidratante, ele deve ser manuseado com muito cuidado. A diluição do ácido sulfúrico concentrado é um processo altamente exotérmico e libera calor suficiente para causar queimaduras. Ao preparar soluções diluídas a partir do ácido concentrado, sempre adicione o ácido à água lentamente e agitando continuamente a solução.” (FERREIRA & MÓL...1997, pág 32)

O balão que contém bebida alcoólica simulará o motorista embriagado do carro. Ao remover a rolha, o ar é conduzido pelo giz imerso na solução de dicromato. O dicromato de potássio presente no ar reage com o vapor de álcool, causando uma alteração de cor no giz. A alteração na intensidade da cor é diretamente relacionada ao nível de álcool presente na amostra.

De acordo com Braathen (1997) o sopro do hálito de uma pessoa embriagada pode simular essa reação, conforme o sistema reacional na figura (6):

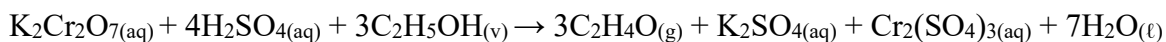
Figura 6: Sistema reacional que simula o sopro no bafômetro, Braathen (1997).



Fonte: Braathen (1997).

No bafômetro, essas reações provocam a ativação do aparelho, que por sua vez indica a existência ou ausência dessa reação. A reação que ocorre é entre o etanol e o dicromato de potássio e é catalisada por ácido sulfúrico. O dicromato de potássio pode ser usado como agente oxidante para o etanol.

A transformação da tonalidade de amarelo alaranjado para verde demonstra visualmente essa transformação ocorrendo.



O principal produto da reação é o Sulfato de Crômio III, um composto verde, juntamente com outros compostos. Assim, ocorre a redução do cromo, evidenciada pela alteração do número de oxidação de +6 no reagente para +3 no produto, o que explica a alteração de cor ao longo da reação.

A operação desse dispositivo se baseia em reações redox, evidenciadas pela alteração no número de oxidação das espécies envolvidas. O desenvolvimento do bafômetro representa uma aplicação clara da transformação de energia química — oriunda de uma reação de oxirredução — em benefício da sociedade, contribuindo diretamente para a proteção da vida. Como destacam Ferreira et al. (2025), “o princípio do teste é uma reação de oxirredução [...] desempenha um papel crucial na segurança viária com a prevenção de acidentes causados por motoristas alcoolizados”.

3.2.2 Combustão

As reações de combustão de calor são exotérmicas (liberam calor) e é primordial que ocorra uma combinação entre o combustível (que queima) e um comburente (que possibilita a combustão). Conforme Lucena (2020) apud Castellan (1977), a combustão consiste em uma

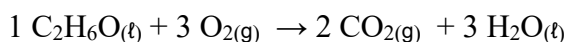
reação de oxidação que sofre alteração em relação ao seu estado original, ou seja, os produtos do estado final não podem ser revertidos ao estado original. Podemos inferir que o calor é a forma de energia que poderá ser aproveitada no desenvolvimento de tecnologias, um exemplo são os motores a combustão.

É importante ressaltar que toda combustão é um processo exotérmico e irreversível, e a energia liberada pode ser aproveitada em diversos sistemas. Neste processo, dito irreversível, depois da reação, o produto encontra-se a uma temperatura maior do que antes da reação ocorrer, e o sistema tentará restaurar a temperatura inicial, exalando calor – sendo, assim, uma reação exotérmica (MEDEIROS e AMARAL, 2017).

Segundo Lucena (2020) apud FARIAS e SANTOS (2002), o oxigênio (O_2) é o comburente essencial para a combustão. Ele pode ser puro ou combinado com outros componentes. A forma mais comum em que se encontra é na mistura de ar atmosférico, que contém cerca de 21 % de O_2 em volume ou 23 % em massa. A alta temperatura, ou calor, necessária para iniciar a combustão, pode ser obtida tanto de uma faísca quanto de outras formas, como através da compressão do ar no cilindro dos motores a diesel. A temperatura elevada requerida para sustentar a combustão é originada da própria reação.

Conforme Amorim, Dal Pino e Ridenti (2018), a reação de combustão total representa o que denominamos proporção estequiométrica. Em uma combustão total, haverá apenas uma relação entre a quantidade de matéria do combustível e a quantidade de oxigênio (O_2), considerando que as únicas substâncias químicas geradas neste processo são H_2O e CO_2 , e desconsiderando a dissociação que poderia ocorrer devido ao aumento da temperatura do ambiente.

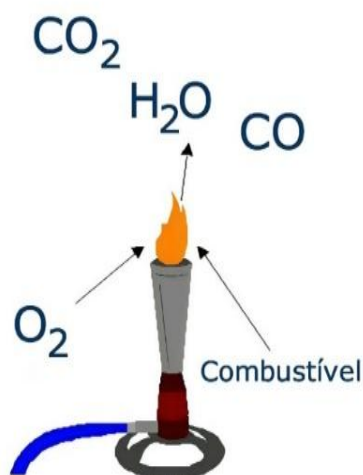
Podemos então propor a representação da combustão total do etanol pela equação:



A proporção estequiométrica entre etanol e oxigênio é 1:3; o etanol sofre oxidação total e o gás oxigênio atua como agente oxidante. A combustão incompleta pode ocorrer junto com a completa como alternativa para esse tipo de reação.

A combustão está ilustrada no esquema da figura (7).

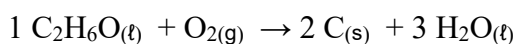
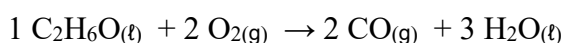
Figura 7: Chama da vela produzindo simultaneamente combustão completa e incompleta.



Fonte: Figura gerada por IA.

Porém, para que uma reação de combustão seja considerada incompleta, a proporção molar entre combustível e oxidante apresentará um valor menor que o observado na proporção estequiométrica.

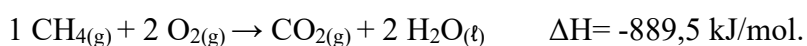
No caso da combustão incompleta do etanol, pode-se ter as seguintes possibilidades:



A formação de CO ou C nos produtos evidencia a classificação dessas combustões. Verifica-se que a proporção entre a quantidade de matéria do combustível (etanol) e a quantidade de matéria do oxidante (gás oxigênio), na equação que forma o monóxido de carbono, é 1:2 e, na equação que forma a fuligem (carbono não oxidado), é 1:1.

O consumo de comburente durante a reação é sempre menor do que o consumo na combustão completa, demonstrando que o fornecimento de comburente na reação de combustão é crucial para determinar se a combustão é considerada completa ou incompleta.

Em um exemplo dado por Duarte, Radünz e Rodrigues (2016): a seguir tem-se a reação de combustão de 1 mol de gás metano (sob $T = 25^\circ\text{C}$ e $P = 1 \text{ atm}$):



Cada mol de gás metano em combustão (16 g) libera 889,5 kJ de energia nas condições de pressão e temperaturas consideradas. A energia liberada é proporcional a massa, ou seja, se queimar 160 g de metano o calor liberado aumenta 10 vezes.

Conforme Medeiros e Amaral (2017), para compreender a combustão, é crucial resgatar a história do fogo, seu uso e domínio, até chegar à compreensão científica da combustão. Segundo eles, o processo de combustão abrange épocas da história humana e química que precisam ser levadas em conta em sala de aula, a fim de compreender completamente o fenômeno da combustão. Adicionalmente, os resíduos produzidos pela queima de composto orgânico podem estar associados a tópicos que discutem impactos ambientais, como o efeito estufa, a chuva ácida, a acidificação dos oceanos e da terra, entre outros. (MEDEIROS E AMARAL, 2017)

3.2.3 Corrosão

O termo corrosão surge para expressar um processo que gera a oxidação indesejada de um metal ou liga metálica, diminuindo a vida útil destes objetos, como pontes, automóveis, grades, janelas e eletrodomésticos, entre outros. Pode também ocorrer em concretos, polímeros orgânicos ou outros materiais suscetíveis aos mecanismos do processo. Podemos então relacionar com deterioração de um material, geralmente metálico, por ação química ou eletroquímica do meio ambiente associada ou não a esforços mecânicos (GENTIL, 2012).

As interações físico-químicas decorrentes do processo corrosivo entre o material e o meio a que se encontra exposto, pode resultar em danos irreversíveis (CASTRO, 2013).

A figura (8) mostra a ferrugem em uma ferradura para cavalos. A ferrugem é um processo de corrosão e envolve uma reação de oxidorredução.

Figura 8: Corrosão de uma ferradura para os pés de um cavalo.



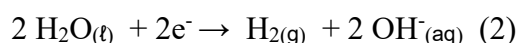
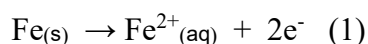
Fonte: Figura gerada por IA.

Em ambiente úmidos ou salinos pode ocorrer a interação do gás oxigênio presente no ar com o material que compõe a ferradura (aço). Os átomos de oxigênio são incorporados no sistema formando como produto óxido de ferro, o que é comprovado pela mudança de aparência e peso do material. Para se juntar ao ferro é necessário que o oxigênio ganhe elétrons, funcionando assim como agente oxidante, agindo como substância com o potencial de arrancar elétrons. Temos portanto um sistema com reação de oxido redução em que o ferro oxida, perdendo elétrons e o oxigênio reduz, ganhando elétrons.

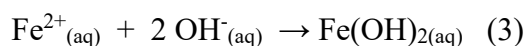
3.2.3.1 Corrosão Eletroquímica

A corrosão eletroquímica é um fenômeno espontâneo que pode acontecer quando um metal ou liga entra em contato com um eletrólito. Nesse processo, ocorrem simultaneamente reações anódicas (oxidação) e catódicas (redução). Na reação catódica, ocorre a redução (ganho de elétrons), enquanto na reação anódica, ocorre a oxidação (perda de elétrons). A transferência de elétrons da área anódica para a catódica é realizada por um condutor metálico, e a difusão de ânions e cátions na solução completa o circuito elétrico (MAINER, 2006).

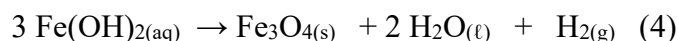
Para descrever o processo de corrosão eletroquímica onde um metal está em contato com um eletrólito e simultaneamente ocorrem reações anódicas (oxidação) e catódicas (redução). Então podemos representar a formação da ferrugem em meio aquoso pela equação:



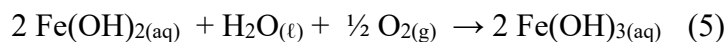
A equação (1) trata-se de uma reação anódica, ocorrendo a oxidação (migração dos ions Fe^{2+} para o cátodo) e na equação (2) nós representamos a reação catódica, onde ocorre a redução (ions OH^{-} direcionan-se para o ânodo). O resultado de todo o processo é inicialmente a formação do hidróxido ferroso na equação (3):



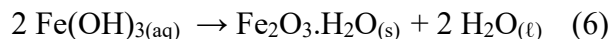
A partir desse momento o teor de oxigênio no meio é que define os produtos finais. Em presença de baixo teor de oxigênio, podemos representar a equação:



Caso o teor de oxigênio seja alto, tem-se:



Logo,

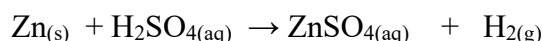


Portanto, o produto final da corrosão, ou seja, a ferrugem, consiste nos compostos Fe_3O_4 (coloração preta), conforme equação (4) e $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (coloração alaranjada ou castanho-avermelhada), de acordo com o que foi mostrado nas equações (5) e (6).

Objetos enferrujados podem abrigar uma bactéria denominada *Clostridium Tetani* e causar o tétano. A ferrugem cria fendas e cavidades nos objetos metálicos e o ambiente com pouco oxigênio (pouco oxidante) pode ser favorável e ideal para o alongamento dessa bactéria. Devemos evitar o corte com objetos enferrujados.

3.2.3.2 Corrosão Química

De um modo geral, a corrosão química é um processo resultante da ação do meio sobre um determinado material, causando sua deterioração. Temos a transferência de cargas ou elétrons, não havendo a formação, portanto, de uma corrente elétrica, ocorrendo o ataque de um agente químico diretamente sobre o material (GENTIL, 2012). Ela não ocorre necessariamente na presença do gás oxigênio como oxidante. Podemos citar um exemplo de corrosão química entre zinco e ácido sulfúrico:



O zinco sofre corrosão e o material que provoca sua oxidação é um ácido forte.

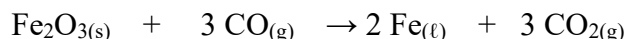
Nas corrosões, portanto, a variação do número de oxidação é fundamental para identificar os oxidantes e redutores. Podemos concluir que na oxidação do ferro e do zinco o número de oxidação aumenta, identificando-os como redutores do meio. Um dos elementos do agente oxidante irá sofrer uma diminuição no número de oxidação, diante disso, podemos identificar que nas reações de corrosão ocorreram transferência de elétrons.

3.2.4 Metalurgia do Ferro e Outros Metais

A maioria dos metais estão oxidados no meio ambiente e existem na forma de óxidos ou sulfetos. Para obter o metal é necessário fazer com que o minério passe por um processo redox, o metal sofra redução, e esse produto passe por processos de otimização até formar o material de interesse (prego, arame, parafusos...). Se esse metal for o ferro o agente redutor

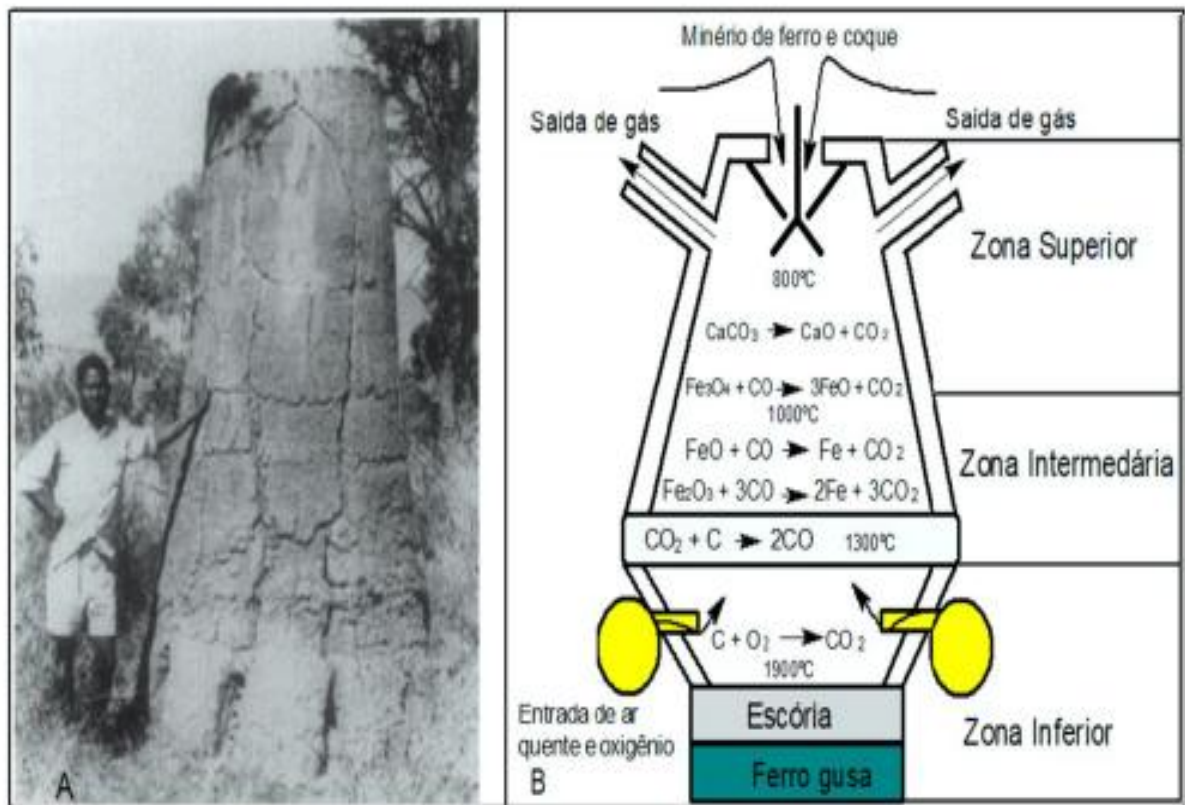
normalmente é o carvão e o ramo da metalurgia é chamado de siderúrgica e o produto final é o aço.

O processo de fundição é muito famoso como sistema de obtenção do ferro. Esta técnica envolvia a queima de uma combinação de minério de ferro (os óxidos, magnetita [Fe₃O₄] e hematita [Fe₂O₃]), carvão mineral e calcário em fornos de argila, resultando na produção de ferro gusa e cinzas. A reação geral é dado por:



A queima do carvão aquecia o forno, produzindo vapores de minério de ferro que se espalhavam pelo interior, onde o óxido de ferro era dissolvido, resultando na produção de ferro metálico. Ao queimar o carvão, o monóxido de carbono (CO) era produzido, contribuindo para a redução dos minérios de ferro e ferro ao Fe⁰.

Figura 9: Imagem A: foto de um ferreiro africano na Tanzânia (Benite et al., 2016). Imagem B: esquema que representa um forno de mineração (adaptado de Atkins e Jones, 2012).



Fonte: Alvino (2021).

As reações redox no forno, conforme figura (9), são identificadas pela saída de oxigênio incorporado ao ferro no óxido.

A queima do carvão produz o monóxido de carbono que é o agente redutor, promovendo a redução do ferro. O número de oxidação do ferro diminui durante o processo de ganho de elétrons.

Historicamente os povos Africanos tiveram relevância na engenharia e implantação dos processos de mineração no Brasil desde da época da colonização.

Em outros metais é feita a USTULAÇÃO, que é um processo no qual a mistura mineral é aquecida a temperaturas abaixo do ponto de fusão, na presença de um gás, normalmente o ar, provocando uma modificação química. Podemos citar sua aplicação na obtenção de metais como chumbo, cobre, prata, zinco e mercúrio.

3.3 Oxirredução: Algumas Aplicações na Eletroquímica

3.3.1 Eletroquímica

A eletroquímica estuda as reações de transferência eletrônica, analisando como a eletricidade é produzida ou provoca reações redox. No ensino básico, esse conteúdo é abordado por meio de temas como pilhas, baterias e eletrólise, permitindo aos estudantes compreenderem fenômenos cotidianos e tecnológicos. Os conceitos de cátodo e ânodo, potencial-padrão de redução, circuito elétrico e força eletromotriz são fundamentais para diferenciar os processos de pilha e eletrólise. Segundo Medeiros e Silva Júnior (2023), atividades experimentais e o uso de pilhas como temas geradores são estratégias recorrentes no ensino de eletroquímica, contribuindo para a contextualização e o engajamento dos alunos.

3.3.2 Pilhas ou Células Galvânicas

Segundo Boni (2008), “a pilha foi apresentada em 1800 com o intuito de divulgar a teoria de contato e contrapor-se à teoria da eletricidade animal proposta por alguns contemporâneos de Volta”. No século XVIII, Alessandro Volta realizou um experimento que marcou o início da história das pilhas. Ele criou o primeiro gerador eletroquímico ao alternar discos de cobre e zinco com papel ou tecido umedecido em solução salina. Mesmo sem compreender por completo a função da água salgada, Volta conseguiu demonstrar a existência da eletricidade metálica com sua invenção, chamada de Pilha de Volta.

Anos mais tarde, em 1836, John Frederic Daniell aperfeiçoou essa tecnologia ao desenvolver a primeira bateria capaz de produzir uma corrente elétrica constante por longos períodos (RIBEIRO, 2013). A Pilha de Daniell utilizava dois eletrólitos em compartimentos distintos, conectados por uma ponte salina, o que representou um avanço significativo na estabilidade das células eletroquímicas. (RIBEIRO, 2013).

Outro grande marco foi a criação da Pilha de Leclanché, em 1865, por Georges Leclanché. Popularmente chamada de pilha seca, esse dispositivo consistia em um cilindro de zinco atuando como ânodo, separado por um papel poroso. O cátodo era composto por um núcleo de grafite revestido por dióxido de manganês, carvão em pó e uma pasta úmida contendo cloreto de amônio e cloreto de zinco. (RIBEIRO, 2013). Essa inovação proporcionou maior eficiência e praticidade, tornando-se uma das pilhas mais utilizadas até hoje.

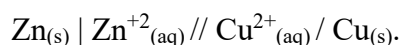
A pilha galvânica é um dos principais tópicos no estudo introdutório da eletroquímica. Essa célula eletroquímica converte energia química em elétrica por meio de uma reação

espontânea, tornando-se uma fonte eficiente de eletricidade. Os processos de oxidação e redução acontecem em compartimentos separados, garantindo o aproveitamento da corrente elétrica gerada.

Durante a oxidação, os elétrons liberados por um eletrodo atravessam o circuito externo e ingressam na célula pelo outro eletrodo, onde ocorre a reação de redução. O eletrodo no qual se dá a oxidação recebe o nome de ânodo, enquanto o que viabiliza a redução é o cátodo. As espécies que sofrem redução absorvem elétrons do eletrodo metálico, deixando-o com carga positiva. Por outro lado, as que sofrem oxidação transferem elétrons para o ânodo, resultando em um excesso de carga negativa. Assim, em uma pilha galvânica, o cátodo possui um potencial elétrico superior ao ânodo.

A medição do potencial-padrão de um eletrodo isolado é inviável, pois sempre ocorre em relação a outro eletrodo. Para contornar essa limitação, os químicos convencionaram atribuir potencial zero a um eletrodo específico. Como o potencial total de uma pilha galvânica resulta da soma dos potenciais individuais de seus eletrodos, a diferença de potencial em relação a esse valor de referência define o potencial dos demais eletrodos. O eletrodo adotado como referência é o eletrodo-padrão de hidrogênio. Na determinação do potencial de outro eletrodo, a montagem da pilha é feita posicionando o eletrodo-padrão de hidrogênio à esquerda e o eletrodo de interesse à direita. (ATKINS e PAULA, 2012).

Existe uma convenção para representar a organização dos eletrodos nas células galvânicas. Na notação adotada, o ânodo é posicionado à esquerda e o cátodo à direita. Uma linha vertical indica a interface entre as fases, que pode variar conforme o sistema. O tipo mais comum de interface é a ponte salina, que conecta os dois compartimentos dos eletrodos, garantindo o fluxo de elétrons e o fechamento do circuito elétrico. Um exemplo de notação das pilhas galvânicas é:



Essa notação desempenha um papel essencial na determinação do potencial da célula, pois o sinal obtido no diagrama montado corresponde ao eletrodo posicionado à direita. Quando o potencial de célula é positivo, o eletrodo à direita atua como cátodo; se for negativo, ele funciona como ânodo. Além disso, a força de um eletrodo como agente redutor aumenta conforme seu potencial-padrão se torna mais negativo. As diferenças nos potenciais dos diversos redutores formam a série eletroquímica, possibilitando a criação dos variados tipos de pilhas e baterias disponíveis. (CASTELLAN, 1986).

No ensino médio, os tipos de pilhas mais abordados incluem as pilhas secas ácidas e alcalinas, que diferem pelo reagente presente na pasta úmida, além das pilhas de zinco/óxido de prata e as de lítio, que podem ter iodo ou dióxido de manganês como componentes. Já as baterias, que consistem na associação de duas ou mais pilhas em série ou paralelo, englobam modelos como a bateria de chumbo/água, utilizada em nobreaks, além das baterias de níquel/cádmio e níquel/hidreto metálico. Também se destacam as baterias de íon lítio, amplamente empregadas em dispositivos eletrônicos, baterias de automóveis e as células a combustível, que oferecem alta eficiência energética.

3.3.3 Eletrólise

A abordagem da história da eletrólise entrelaça-se com a das pilhas e baterias à medida que os estudos sobre a eletricidade levaram às descobertas da pilha elétrica de Volta, e o uso dessa fonte de energia levaram à decomposição da água nos gases hidrogênio e oxigênio, realizada por Anthony Carlisle (1768- 1840) e William Nicholson (1753-1815). (RIBEIRO, 2013).

A aplicação da eletricidade na decomposição da água contribuiu significativamente para o aprimoramento dos estudos sobre eletrólise. No entanto, como os cientistas ainda desconheciam as causas do fenômeno elétrico, essa descoberta impulsionou investigações mais aprofundadas sobre a natureza elétrica da matéria. Humphry Davy (1778-1829) também explorou a eletricidade como uma ferramenta para analisar a composição da matéria. Em 1807, ele conseguiu decompor a potassa e a soda fundidas, resultando na descoberta dos elementos potássio e sódio, que até então não haviam sido isolados devido à sua alta reatividade química. (RIBEIRO, 2013)

Com o mesmo método da eletrólise, Davy obteve ainda magnésio, cálcio, estrôncio e bário. Segundo Oki (p.36, 2000), “a partir deste período, esta forma de energia passou a ser usada para cindir espécies químicas até então difíceis de serem decompostas, iniciando uma grande transformação na química”.

A eletrólise integra a área da eletroquímica devido à sua relação conceitual com pilhas e baterias, mas os processos envolvidos são distintos. Diferentemente das reações espontâneas que ocorrem nas pilhas galvânicas, a eletrólise é uma reação redox não espontânea, exigindo um suprimento externo de energia elétrica para que ocorra. Esse princípio é amplamente utilizado na indústria para processos como obtenção de metais puros, produção de gases e síntese de compostos químicos.

Uma célula eletroquímica é um dispositivo onde produz-se um fluxo de elétrons através de um circuito por intermédio de uma reação espontânea, ela é constituída por:

Dois eletrodos, ou condutores metálicos, em contato com um eletrólito, um condutor iônico (que pode ser uma solução, um líquido ou um sólido). Um eletrodo e o eletrólito com que está em contato constituem o compartimento eletródico. Os dois eletrodos podem partilhar o mesmo compartimento. [...] Se os eletrólitos forem diferentes, os dois compartimentos podem ser unidos por uma ponte salina, que é um tubo contendo uma solução concentrada de eletrólito. A ponte salina completa o circuito elétrico e possibilita a operação da célula. (SHRIVER, ATKINS, 2003, p.192).

Na eletrólise, o processo ocorre dentro de uma célula eletrolítica, cuja organização difere da célula galvânica. Enquanto nas pilhas galvânicas a reação ocorre espontaneamente e gera eletricidade, na célula eletrolítica é necessário fornecer energia elétrica para induzir a reação química.

Em geral, os dois eletrodos ficam no mesmo compartimento, só existe um tipo de eletrólito e as concentrações e pressões estão longe das condições padrões. Como em todas as células eletroquímicas, a corrente passa pelo eletrólito, carregada pelos íons presentes. (ATKINS e JONES, p.542-543, 2012)

O arranjo dessa célula consiste em um recipiente contendo um eletrólito, no qual dois eletrodos são mergulhados e conectados a uma fonte externa de corrente elétrica. O ânodo, ligado ao polo positivo da fonte, promove a oxidação, enquanto o cátodo, ligado ao polo negativo, permite a redução. Esse princípio é fundamental para processos industriais como a obtenção de metais, produção de gases e até mesmo eletrodeposição.

Na eletrólise, a oxidação ocorre no ânodo e a redução no cátodo, com os elétrons fluindo do ânodo para o cátodo por meio de um fio externo. Os cátions presentes no eletrólito deslocam-se em direção ao cátodo, enquanto os ânions se movem para o ânodo, replicando o princípio das células galvânicas. No entanto, diferentemente dessas células, a eletrólise requer o fornecimento de corrente elétrica para impulsionar os elétrons na direção desejada.

Essa corrente pode ser gerada por uma célula galvânica, como uma bateria recarregável. Para que a reação ocorra no sentido não espontâneo, a fonte externa deve fornecer uma diferença de potencial superior àquela gerada por uma reação espontânea. Esse excesso de energia é denominado sobrepotencial. Quando há múltiplas espécies químicas na solução que podem sofrer redução ou oxidação, as que possuem maiores potenciais tendem a ser preferencialmente reduzidas ou oxidadas.

A relação entre as espécies químicas envolvidas na eletrólise e a quantidade de elétrons transferidos pode ser determinada por estequiometria. O número de elétrons necessários para a redução de uma substância está diretamente ligado aos coeficientes da meia-reação de redução

e pode ser calculado com base na corrente elétrica aplicada e no tempo de fluxo dessa corrente. (ATKINS e PAULA, 2012)

A eletrólise tem diversas aplicações industriais e tecnológicas, incluindo a extração eletrolítica de alumínio e magnésio, o refinamento de cobre e a produção de metais a partir de seus sais. Além disso, é empregada na eletrodeposição para proteger materiais, na obtenção de substâncias como cloro, flúor e hidróxido de sódio, na proteção catódica e na galvanização para prevenir corrosão.

Os cálculos eletroquímicos associados à eletrólise também permitem prever a massa das substâncias formadas durante o processo, utilizando a relação entre a quantidade de eletricidade que atravessa o sistema e a massa molar dos compostos envolvidos. Essa relação é descrita pelas leis de Faraday, que estabelecem princípios fundamentais para a conversão de energia elétrica em reações químicas. (ATKINS e PAULA, 2008)

3.3.4 Células Combustíveis

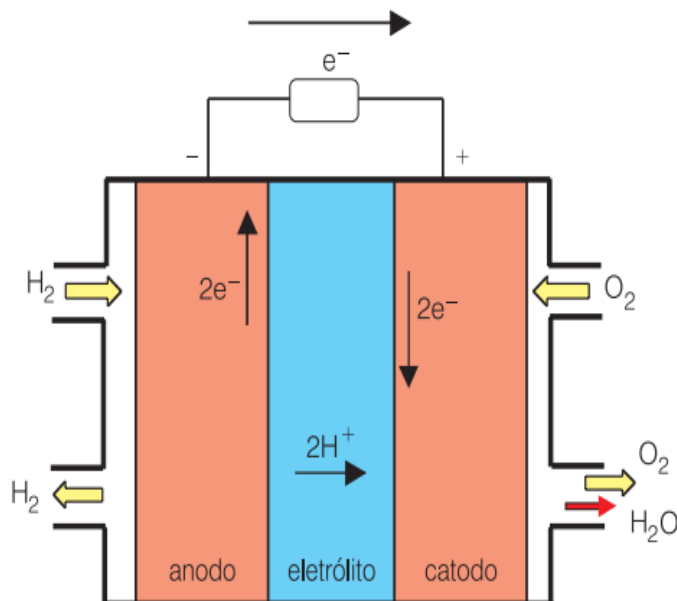
A célula combustível é um dispositivo galvânico que trabalha com gases e sua função é gerar energia elétrica. A célula a combustível como sistema de conversão de energia foi inventada por Sir William Grove no século XIX. O gás molecular Hidrogênio (H_2) é o principal combustível, obtido normalmente por eletrólise, também o metanol pode ser utilizado em um tipo de célula específica. O outro gás que participa da reação é o gás molecular Oxigênio (O_2), obtido do ar. As reações de conversão de energia são reações de oxirredução e visa aproveitar os elétrons para produzir eletricidade.

Uma célula a combustível pode ser visualizada como um sanduíche composto por diferentes camadas, cada uma desempenhando um papel essencial. Os eletrodos representam duas dessas camadas e possuem estrutura porosa, permitindo a passagem dos gases em direção à camada central, onde está localizado o eletrólito. Esse arranjo facilita as reações químicas que convertem energia química em eletricidade de forma eficiente e sustentável.

De acordo com Hoffman (2015), destaca-se que:

Revestindo o eletrólito tem-se o catalisador. Este tem a função de acelerar as reações químicas e quebrar as moléculas de hidrogênio. O níquel e a platina são usados como catalisadores. No eletrodo, o gás hidrogênio passa por canais de fluxos desenhados em sua placa, atingindo toda a superfície. Os eletrodos têm que ser bons condutores de eletricidade; por isso, são constituídos de grafite, metais e aço inoxidável. O gás hidrogênio é o eletrodo terminal negativo, o ânodo. E o gás oxigênio é o eletrodo terminal positivo, o cátodo. (HOFFMANN, 2005, 240 p.,il)

Figura 10: Esquema de uma célula combustível hidrogênio/oxigênio.



Fonte: Hoffmann (2005)

Em uma célula a combustível, o hidrogênio entra por um lado, enquanto o oxigênio é introduzido pelo outro. O eletrólito, combinado com o catalisador, é essencial para viabilizar o funcionamento do sistema. Dependendo da tecnologia empregada, o eletrólito pode estar no estado sólido ou líquido, facilitando o deslocamento dos prótons. Já os elétrons, em vez de atravessarem o eletrólito, percorrem um circuito externo, onde sua energia pode ser utilizada, por exemplo, para acender uma lâmpada. Esse princípio torna as células a combustível uma alternativa eficiente para geração de energia limpa e sustentável.

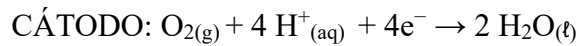
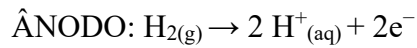
A diferença principal em relação às pilhas e baterias é que, nas células a combustível, os reagentes não estão contidos no interior do sistema, mas sim armazenados externamente. O gás hidrogênio é injetado no ÂNODO (ELETRODO DA OXIDAÇÃO) e é dissociado em prótons e elétrons. Esses elétrons migram para o motor produzindo a corrente elétrica, que é o principal objetivo de operação do dispositivo. Os íons H^+ atravessam uma membrana condutora de prótons ou eletrólitos, em direção ao CÁTODO (ELETRODO DA REDUÇÃO). No CÁTODO é injetado gás oxigênio que reage com os íons H^+ em presença dos elétrons que chegam no local (ganho de elétrons), resultando finalmente na produção de água (H_2O).

Por um dos lados da célula, o gás hidrogênio é pressurizado e bombeado para o ânodo. O gás é forçado a passar por canais de fluxo até atingir o catalisador. Em contato com o catalisador, o hidrogênio separa em dois íons (H^+) e dois elétrons (e^-). Os elétrons são encaminhados para um circuito externo, onde é formada uma corrente elétrica. Os gases de hidrogênio, que foram quebrados pelo catalisador, vão em direção ao eletrólito. Do outro lado da célula, o gás oxigênio é bombeado para o cátodo e forçado a passar por canais de fluxo até o catalisador. No catalisador, as moléculas de oxigênio

combinam-se com os íons de hidrogênio que atravessaram o eletrólito, para formar água, como resíduo. (HOFFMANN, 2005, 240 p.,il)

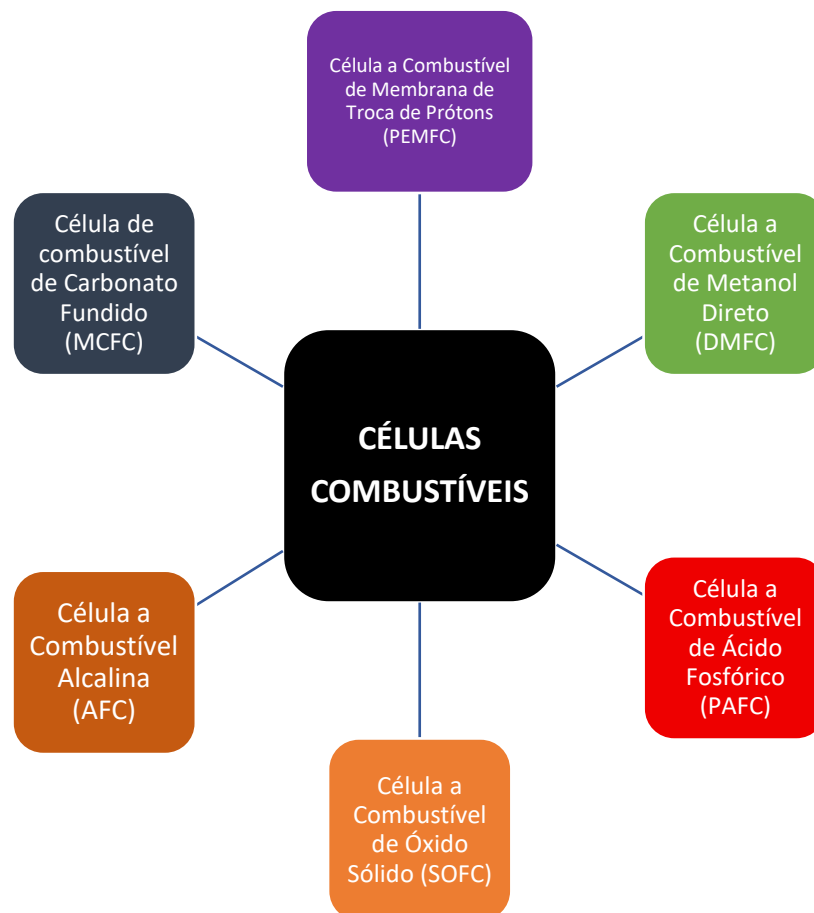
Todas as reações REDOX que ocorrem são espontâneas, movidas por diferença de potencial positivo e variação de energia de Gibbs negativa.

As semirreações que ocorrem nos eletrodos são dadas pelas equações:



Rodrigues (2010), cita pelo menos seis tipos de tecnologias principais, que variam em tamanho, temperatura, combustível, eletrólito e aplicações. O tipo de eletrólito determina a temperatura de funcionamento, que varia bastante entre as tecnologias. Cada tecnologia requer materiais e combustíveis particulares.

Tabela 3: Tecnologias das células combustíveis, Rodrigues (2010).



Fonte: (O Autor).

Rodrigues (2010) destaca as principais tecnologias de células a combustível e suas potencialidades.

Tabela 4: Composição, temperatura de operação e reações que ocorrem nas células combustíveis, Rodrigues (2010).

Célula a Combustível	Eletrólito	Temperatura de operação (°C)	Reações Eletroquímicas
Membrana de Troca De Prótons (PEMFC)	Polímeros orgânicos	50 - 100	Ânodo: $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$ Cátodo: $\frac{1}{2} O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O$ Célula: $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$
Alcalina (AFC)	Solução aquosa de Hidróxido de Potássio	90 - 100	Ânodo: $H_2 + 2(OH^-) \rightarrow 2H_2O + 2e^-$ Cátodo: $\frac{1}{2} O_2 + 2H_2O + 2e^- \rightarrow 2(OH^-)$ Célula: $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$
Ácido Fosfórico (PAFC)	Ácido Fosfórico	160 - 210	Ânodo: $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$ Cátodo: $\frac{1}{2} O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O$ Célula: $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$
Óxido Sólido (SOFC)	Óxido de Zircônia sólido com uma pequena quantidade de ítrio	500 - 1000	Ânodo: $H_2 + O_2^- \rightarrow H_2O + 2e^-$ Cátodo: $\frac{1}{2} O_2 + 2e^- \rightarrow O_2^-$ Célula: $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$
Carbonato Fundido (MCFC)	Solução líquida de ítrio, sólido e/ou carbonatos de potássio	600 - 800	Ânodo: $H_2 + CO_2^{-3} \rightarrow H_2O + CO_2 + 2e^-$ Cátodo: $\frac{1}{2} O_2 + CO_2 + 2e^- \rightarrow CO_2^{-3}$ Célula: $H_2 + \frac{1}{2} O_2 + CO_2 \rightarrow H_2O + CO_2$
Metanol Direto (DMFC)	Polímeros orgânicos	50 - 200	Ânodo: $CH_3OH + H_2O \rightarrow CO_2 + 6H^+ + 6e^-$ Cátodo: $\frac{3}{2} O_2 + 6H^+ + 6e^- \rightarrow 3H_2O$ Célula: $CH_3OH + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

Fonte: Rodrigues (2010).

De acordo Brasil H2 Fuel Cells:

Tabela 5: Eficiência, densidade de potência e tipo de combustível nas células combustíveis conforme Rodrigues (2010).

Célula a Combustível	Eficiência Elétrica	Densidade de Potência	Reforma de Combustível	Combustível
Membrana de Troca De Prótons (PEMFC)	35 - 55%	3,8 - 3,5 kW/m ²	Externo	Hidrogênio
Alcalina (AFC)	45 - 65%	0,7 - 8,1 kW/m ²	Externo	Hidrogênio puro
Ácido Fosfórico (PAFC)	40 - 50%	0,8 - 1,9 kW/m ²	Externo	Gás Natural, biogás
Óxido Sólido (SOFC)	50 - 65%	1,5 - 5 kW/m ²	Externo ou interno	Gás Natural, biogás, etanol, etc.
Carbonato Fundido (MCFC)	50 - 65%	0,1 - 1,5 kW/m ²	Externo ou interno	Gás Natural, biogás, etanol, etc.
Metanol Direto (DMFC)	40 - 50%	1 - 6 kW/m ²	Não Requer	Metanol diluído em água

Fonte: Rodrigues (2010).

As células a combustíveis são dispositivos silenciosos que transformam energia química em energia elétrica sem causar danos ao ambiente. São muito mais eficientes na conversão em trabalho da energia liberada na reação de combustão, porque não são dispositivos térmicos. Embora o principal combustível seja o hidrogênio, os problemas relativos aos seus armazenamento e distribuição têm levado à procura de combustíveis alternativos que facilitem a utilização nas células. O metanol líquido pode ser utilizado pela introdução direta em uma célula de combustível.

Podemos citar algumas aplicações, de acordo com Rodrigues, 2010:

Tabela 6: Tipos de aplicações das células combustíveis, Rodrigues (2010).



Fonte: Rodrigues (2010).

Nos transportes podemos citar: “Terá expansão desde automóveis até motocicletas e aviões. Em aviões, o combustível poderá sofrer um consumo de até 75%, além de diminuir a poluição nos aeroportos”. (HOFFMANN, 2005, 240 p.,il)

Em relação a aplicação estacionária, podemos relacionar: “São classificadas como geração de energia estacionária aquelas utilizadas em residências, hospitais, hotéis, indústrias e comércios, como uma potência acima de 5kW”. (HOFFMANN, 2005, 240 p.,il)

A maior esperança da aplicação portátil é a substituição das pilhas e baterias usadas nos equipamentos eletrônicos. “O combustível preferido para essa aplicação é o metanol, podendo apresentar uma potência de até dois quilowatts (2kW)”. (HOFFMANN, 2005, 240 p.,il)

Uma das principais vantagens das células a combustível no contexto militar é sua alta eficiência na geração de energia para dispositivos eletrônicos. Elas também possibilitam viagens com veículos por distâncias maiores e operações em regiões onde não há infraestrutura

elétrica disponível. Além disso, essas células apresentam uma autonomia prolongada, reduzindo a necessidade de reabastecimento e tornando-as ideais para missões de longa duração.

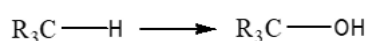
Além de oferecer uma fonte de energia limpa e eficiente, as células a combustível apresentam uma série de benefícios, como a diminuição da emissão de poluentes atmosféricos, contribuindo para a saúde respiratória da população. Também ajudam a reduzir a liberação de gases responsáveis pelo efeito estufa, colaborando com a preservação ambiental.

Essa tecnologia impulsiona a criação de novos empregos, abrangendo setores urbanos e rurais, e fortalece o sistema energético ao minimizar problemas como apagões. Além disso, sua implementação pode reduzir conflitos relacionados à exploração de petróleo e diminuir o descarte de resíduos tóxicos provenientes de baterias e pilhas em aterros sanitários. Outro benefício relevante é a redução da poluição sonora, já que motores a combustão deixam de ser necessários em muitas aplicações.

3.4 Oxirredução: Algumas Aplicações na Química Orgânica

O estudo dos compostos orgânicos no ensino médio, em geral, é centrado no reconhecimento das funções orgânicas e nos fundamentos de nomenclatura. No entanto, é imprescindível que se associa aos compostos orgânicos as propriedades, as transformações e sua presença no cotidiano. (GARCEZ; MATSUNAGA, 2025).

De acordo com Anselme (1997), compreender os conceitos de oxidação e redução, definidos respectivamente como perda e ganho de elétrons, é relativamente fácil. No entanto, perceber que essa fundamentação teórica não pode ser aplicada de maneira intuitiva à Química Orgânica representa um desafio. A definição tradicional de oxidação como perda de elétrons e redução como ganho de elétrons não se aplica completamente às reações redox na Química Orgânica. Uma definição mais abrangente e prática considera que a oxidação do carbono corresponde à redução da densidade eletrônica ao seu redor, enquanto a redução envolve o aumento dessa densidade eletrônica no átomo envolvido. Isso pode ser demonstrado pela conversão de alcano a álcool.

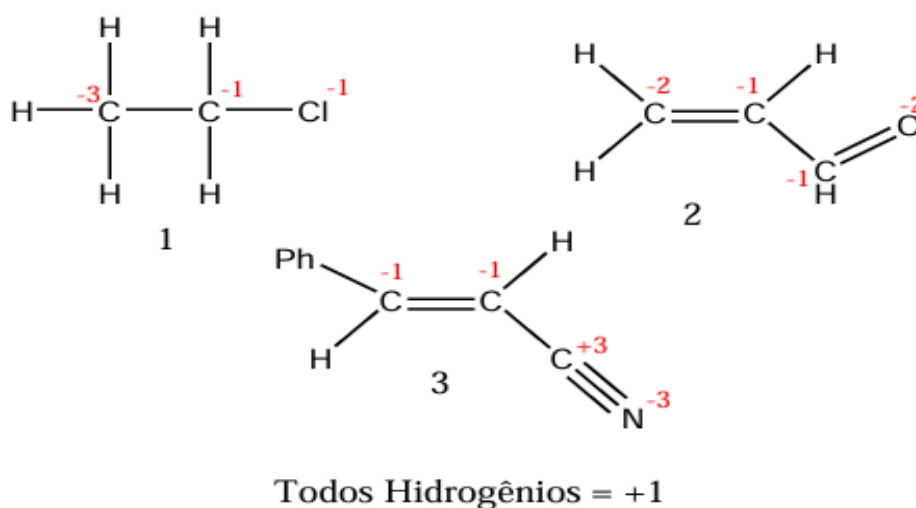


No alcano, o carbono compartilha um par de elétrons com o hidrogênio, que é menos eletronegativo. Ao formar um álcool, esse compartilhamento ocorre com o oxigênio, um elemento mais eletronegativo. Como resultado, a densidade eletrônica ao redor do carbono diminui, caracterizando um processo de oxidação. Essa abordagem oferece mais uma forma de explicar uma reação redox.

Outra maneira de abordar as reações redox na Química Orgânica é por meio dos números de oxidação, conforme proposto por Menzek (2002). Para determinar o número de oxidação dos compostos, é essencial considerar a eletronegatividade dos átomos conectados ao carbono. Isso porque cada átomo na molécula adquire uma carga parcial conforme sua interação com o carbono. Quando o carbono está ligado a átomos mais eletronegativos, a densidade eletrônica ao seu redor diminui, influenciando suas propriedades químicas.

Menzek (2002), apresenta exemplos de compostos orgânicos e seus respectivos números de oxidação. Esses valores são determinados com base na eletronegatividade dos átomos ligados ao carbono, influenciando a carga parcial que cada elemento assume na molécula. Essa relação impacta diretamente as propriedades químicas dos compostos, tornando essencial a análise cuidadosa para a correta atribuição dos números de oxidação.

Figura 11: Número de oxidação do carbono nos compostos orgânicos de acordo com a sua carga parcial, Menzek (2002).

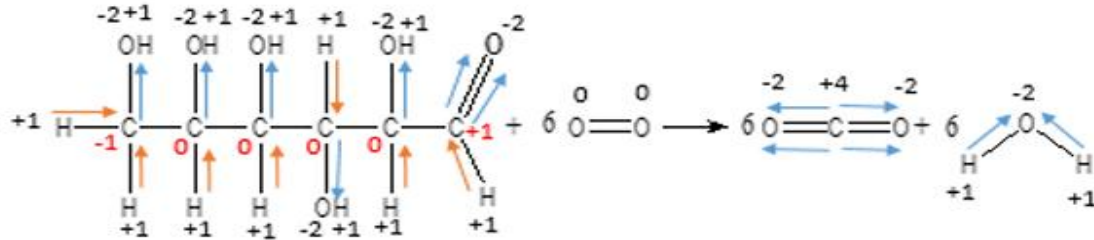


Fonte: Menzek (2002).

Dentro da definição utilizada na química orgânica, de perda de hidrogênio e adição de oxigênio, temos que o átomo de carbono é mais eletronegativo que o hidrogênio, mas menos que o oxigênio. Dessa forma, um composto recebe elétrons se houver perda de oxigênio ou ganho de hidrogênio, e perde elétrons se houver perda de hidrogênio ou adição de oxigênio. recebe ou perde elétrons é geralmente o carbono. Para verificar se houve oxidação ou redução em compostos orgânicos, visto que estes possuem, na maioria das vezes, mais de um carbono em sua estrutura, e cada carbono pode possuir um número de oxidação diferente, dependendo a quem está ligado, podemos ainda, considerar o número médio de oxidação. Se este número médio aumenta, houve oxidação e vice-versa (Menzek, 2002).

Um exemplo é apresentado em uma reação de tratamento de efluente, por Menzek (2002):

Figura 12: Variação do número de oxidação dos elementos nos compostos orgânicos de acordo com a sua carga parcial, conforme MENZEK (2002).



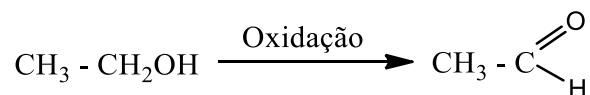
Fonte: MENZEK (2002).

Poderá entender que:

Analisando a reação percebemos que houve uma oxidação nos átomos de carbono, e uma redução nos átomos de oxigênio, sendo que os carbonos da molécula de glicose com NOX de -1, 0 e +1 perderam elétrons, adquirindo todos os carbonos NOX +4 na molécula de CO₂ e os oxigênios da molécula de O₂, passaram de NOX 0 (zero) para -2, indicando o ganho de elétrons. (KLEIN, 2019, pág. 477)

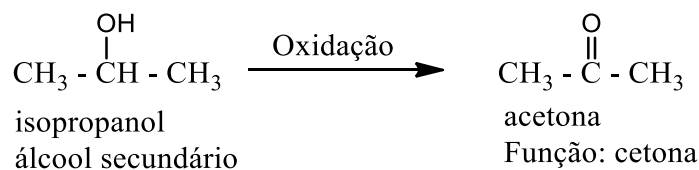
3.4.1 Oxidação nos compostos orgânicos

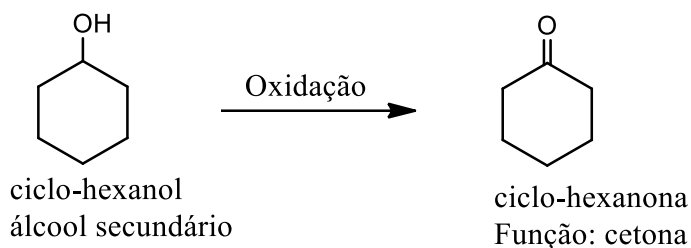
O principal grupo de funções orgânicas que participam dos processos de oxidação-redução são os álcoois (forma reduzida), os aldeídos, as cetonas e os ácidos carboxílicos (formas oxidadas). O bafômetro é um dispositivo para detectar e quantificar o etanol nos gases da respiração. A detecção e quantificação do etanol no bafômetro se baseia na sua oxidação. Portanto, essa é uma característica dos álcoois: a capacidade de sofrer oxidação.



Como se vê acima, a oxidação de um álcool primário leva à formação de um aldeído (suas moléculas têm uma carbonila extremidade da cadeia).

Já a oxidação de um álcool secundário gera uma cetona (suas moléculas têm uma carbonila entre 2 carbonos). Os álcoois terciários não se oxidam. (GARCEZ; MATSUNAGA, 2025).

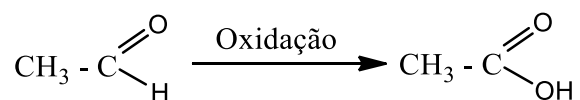




Aldeídos e cetonas se caracterizam por ter o mesmo grupo funcional (carbonila) nas suas moléculas. Uma diferença importante entre aldeídos e cetonas é o fato de que aldeídos se oxidam com facilidade e as cetonas não. Os aldeídos se oxidam com grande facilidade. O próprio contato com o oxigênio do ar já pode causar sua oxidação. Como mencionado, a nossa atmosfera é oxidante.

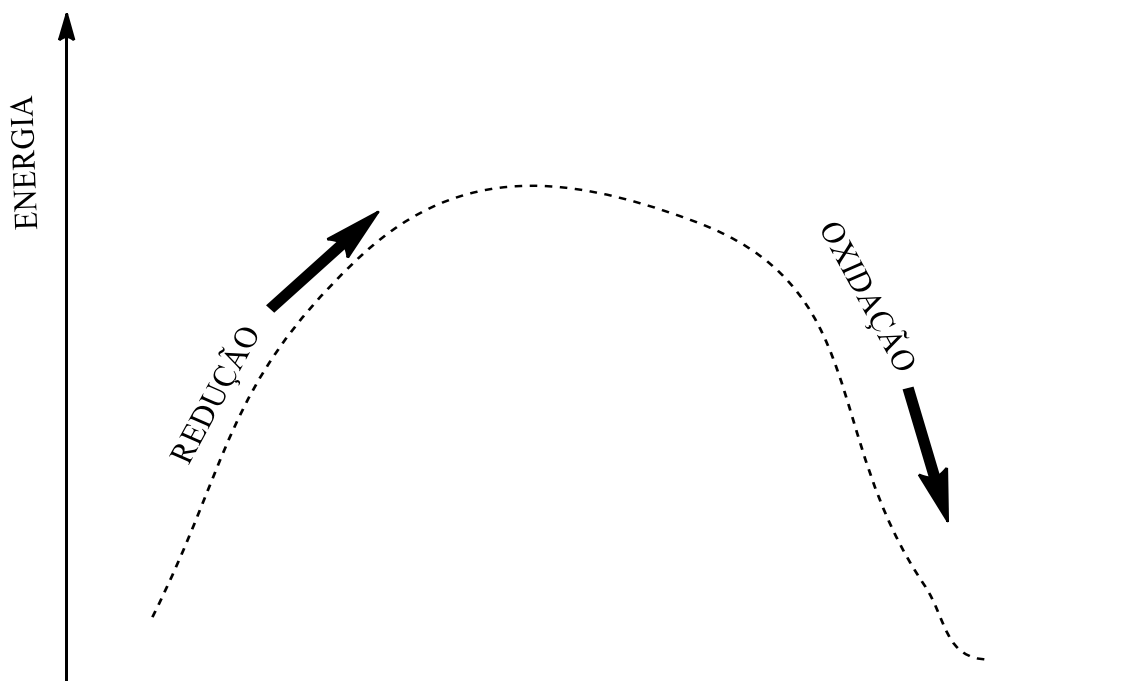
Essa facilidade de os aldeídos se oxidarem se deve ao fato de suas moléculas terem a carbonila na extremidade da cadeia. Isso permite que ela se oxide. As cetonas não se oxidam. Isso se deve ao fato de suas moléculas terem a carbonila entre dois carbonos.

Os álcoois não se oxidam tão facilmente quanto os aldeídos, mas podem ser oxidados lentamente pelo oxigênio do ar. Isso pode ser percebido nos vinhos não conservados adequadamente: “viram vinagre”. Ou seja, uma parte do etanol é oxidado a aldeído (acetaldeído), o qual de imediato se oxida ao ácido carboxílico correspondente (ácido acético), que é o componente que dá as características do vinagre.



Um dos aspectos que devem ser explorados nas transformações de compostos orgânicos são as reações de óxido-redução. Um aspecto fundamental é que as reações de redução das substâncias carboniladas (aldeídos, cetonas e ácidos carboxílicos) são endotérmicas (ocorrem com aumento de energia; são ladeira acima, em termos de energia), conforme esquematizado na figura (13).

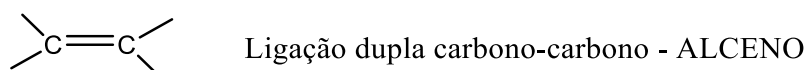
Figura 13: Esquema geral da variação de energia das reações de óxido-redução de substâncias carboniladas.



Fonte: (O Autor).

3.4.2 Oxidação em Alcenos

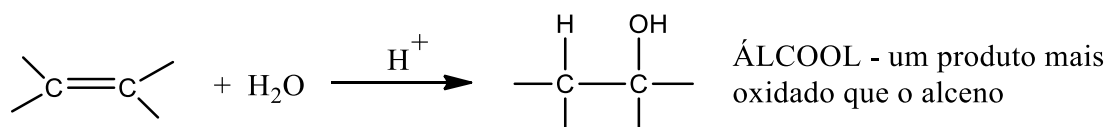
Os alcenos (constituídos de moléculas que tem ligação dupla carbono-carbono) também podem ser oxidados.



Uma reação importante dos alcenos é a reação de hidratação, ou seja, a reação de adição de água. Essa reação gera um álcool, que é um produto mais oxidado que o alceno. Trata-se de uma reação importante no metabolismo de gorduras: quando as gorduras vão ser metabolizadas passam por estágio de alcenos, que em seguida sofrem reação de hidratação.

No laboratório, essa reação necessita de um catalisador ácido (caso queira melhorar sua formação neste item, pode pesquisar a regra de Markovnikov).

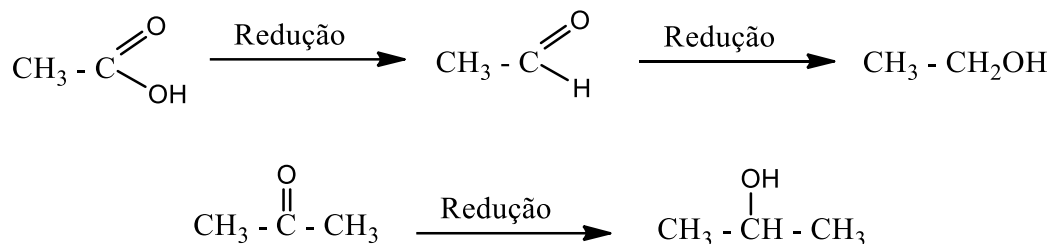
Um álcool é um produto mais oxidado que um alceno.



3.4.3 Redução nos Compostos Orgânicos

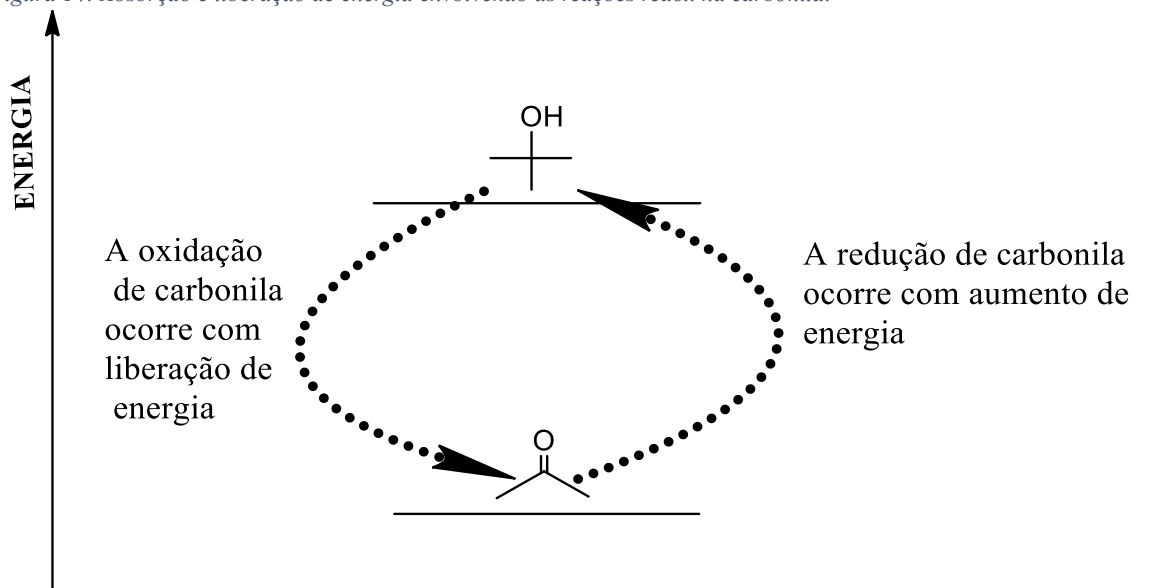
As reações de redução seguem o caminho contrário das reações de oxidação. As funções mais importantes nas reações de redução de compostos orgânicos são as oxigenadas.

Assim:



Dois aspectos são importantes sobre as reações de redução das funções carboniladas, ver figura (14): primeiro que são reações que participam do metabolismo de seres vivos e segundo que em geral, são reações que tem ΔH positivo, ou seja, são endotérmicas: exigem gasto de energia. Ocorrem poucas exceções.

Figura 14: Absorção e liberação de energia envolvendo as reações redox na carbonila.



Fonte: (O Autor)

Para que a redução ocorra é necessária a transferência de elétrons (a espécie reduzida recebe elétrons). Os mecanismos de transferência de elétrons podem ser complexos, mas, formalmente, correspondem à transferência de hidretos (H^-).

Então, para que essa reação ocorra são necessárias espécies químicas capazes de transferir hidretos: são os agentes redutores (ver figura 15).

Figura 15: Principais Agentes Redutores.

Agentes redutores de laboratório

NaBH_4 e LiAlH_4

Agentes redutores do metabolismo

NADH , NADPH e FADH_2

Fonte: (O Autor).

Ao promoverem a redução se transformam em NAD^+ , NADP^+ e FAD . Da mesma maneira, as reações de oxidação requerem os agentes oxidantes (ver figura 16).

Figura 16: Principais Agentes Oxidantes.

Agentes oxidantes de laboratório

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+$, CrO_3 , KMnO_4

Agentes oxidantes do metabolismo

NAD^+ , NADP^+ e FAD

Fonte: (O Autor).

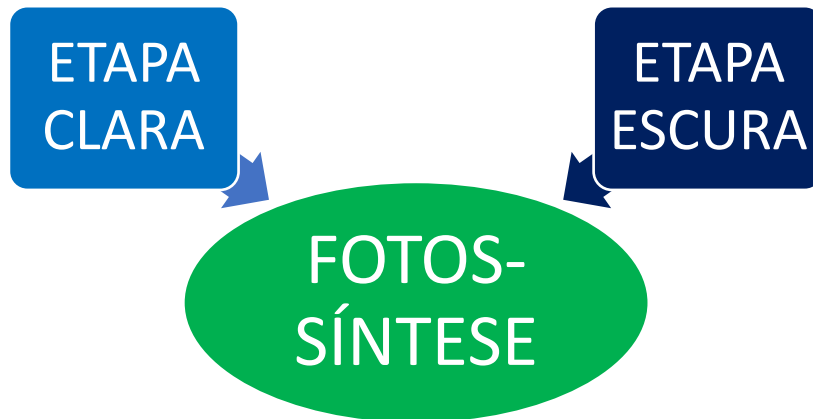
Nos organismos vivos os agentes oxidantes são as formas oxidadas das espécies mencionadas anteriormente: NAD^+ , NADP^+ e FAD .

3.4.4 Reações Redox na Fotossíntese

Os seres vivos sobrevivem graças à luz do sol. É a luz do Sol que mantém a vida na Terra. De uma maneira simplificada, os organismos fotossintetizantes, principalmente as plantas, capturam energia da luz do Sol e a incorporam na estrutura química de substâncias. Essas substâncias de alta energia geradas (NADPH) são as fontes de energia para a síntese de outras substâncias que mantêm a vida.

Podemos citar, portanto, as duas etapas da fotossíntese, (ver figura 17):

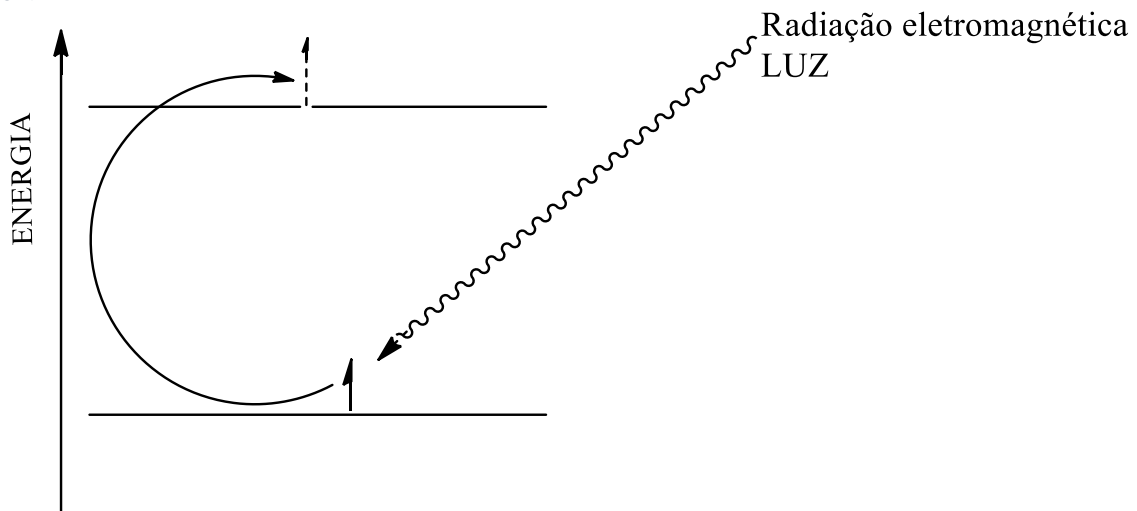
Figura 17: Etapas da Fotossíntese.



Fonte: (O Autor).

Etapa clara da fotossíntese corresponde a absorção da energia da radiação eletromagnética (luz) pelos pigmentos vegetais presentes nos cloroplastos (clorofila e outros) causa uma transição eletrônica.

Figura 18: Representação de transição eletrônica (um elétron absorve um fóton de luz e sofre transição para um nível de maior energia).

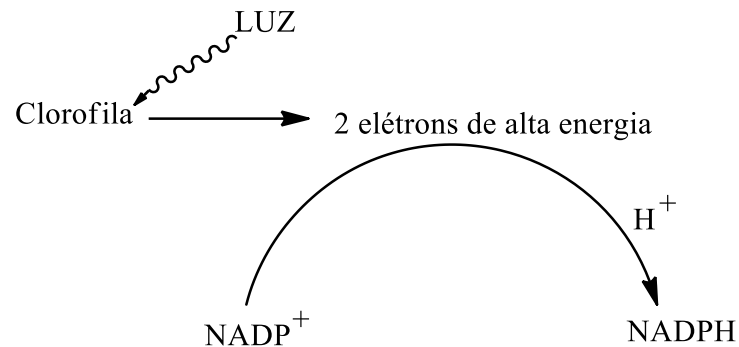


Fonte: (O Autor).

Esse elétron que se encontra em um orbital de maior energia (ver esquema da figura 18) migra dentro do sistema fotossintético e é transferido para os citocromos, que conseguem, através de um conjunto de transformações e decaimento, incorporar esse elétron na estrutura química de um agente redutor de alta energia (O NADPH⁺ Nicotinamida Adenina Dinucleotídeo Fosfato).

O processo bioquímico pelo qual esse conjunto de transformações ocorre é complexo. Vamos nos preocupar em formar uma ideia geral desse processo, através das Figuras (19) e (20) abaixo.

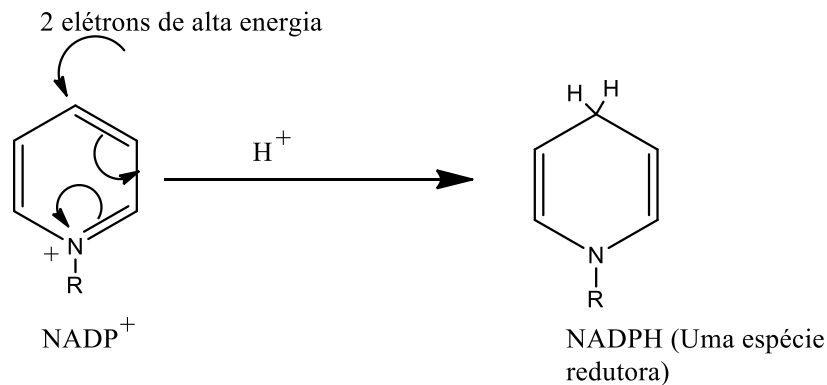
Figura 19: Representação da transferência de 2 elétrons de alta energia formando o NADPH.



Fonte: (O Autor).

Temos também a figura:

Figura 20: Inserção de elétrons de alta energia na estrutura do NADP⁺.



Fonte: (O Autor).

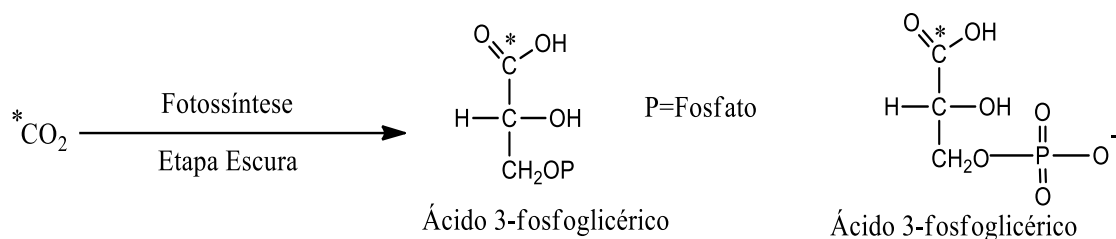
Na Figura (19) temos a inserção de 2 elétrons de alta energia, provenientes da clorofila, na estrutura do NADP⁺ formando uma molécula de NADPH. Logo, podemos perceber que na etapa clara da fotossíntese a energia da luz (absorvida por elétrons) é incorporada na estrutura do NADPH (pela redução do NADP⁺). Essa espécie química (NADPH) representa a fonte de energia para a produção de açúcares, que ocorre na etapa escura.

A outra etapa da fotossíntese é chamada de etapa escura, porque não precisa de luz. Essa etapa envolve a captura no gás carbônico (CO₂) e sua redução. O estudo das transformações químicas que viabilizam a captura do CO₂ pelos organismos fotossintetizantes foi realizado entre 1946 em 1956, sob responsabilidade do pesquisador norte-americano Melvin Calvin, ganhador do prêmio Nobel de Química, em 1961.

Calvin investigou a forma como o CO₂ é capturado e incorporado na estrutura dos açúcares, usando ¹⁴CO₂, isto é, CO₂ marcado com o isótopo 14, que é radioativo. O elemento carbono existe na natureza em 99% como o isótopo 12 – ¹²C, que não é radioativo. Através

deste trabalho Calvin demonstrou que a primeira substância onde a molécula de CO_2 é incorporada é no ácido 3-fosfoglicérico.

Figura 21: Molécula de CO_2 é incorporada é no ácido 3-fosfoglicérico.

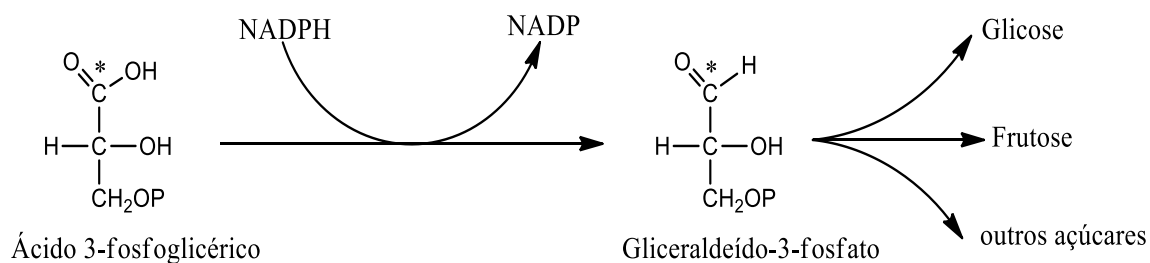


Fonte: (O Autor).

O CO_2 origina o carbono (*), do ácido carboxílico, na estrutura do ácido 3-fosfoglicérico. Como se vê a molécula encontra-se na forma oxidada (ácido carboxílico).

A etapa chave da fotossíntese é justamente a redução do ácido 3-fosfoglicérico a 3-fosfogliceraldeído (ou seja, a redução de um ácido carboxílico a aldeído). A espécie química responsável por essa transformação é o NADPH, a espécie é reduzida gerada na etapa clara da fotossíntese.

Figura 22: Esquema simplificado da redução do ácido 3-fosfoglicérico a gliceraldeído-3-fosfato.



Fonte: (O AUTOR).

O gliceraldeído 3-fosfato, a espécie reduzida que incorporou na sua estrutura a energia do Sol, é que irá gerar os outros açúcares que participam do metabolismo. Como se percebe a manutenção da vida depende de uma reação de redução.

3.4.5 O Escurecimento da Maçã

O escurecimento da maçã é um fenômeno que todos nós já observamos quando cortamos ou descascamos essa fruta deliciosa. Embora possa parecer simples, esse processo tem uma explicação científica interessante que envolve química e enzimas (escurecimento enzimático).

Figura 23: Oxidação na maçã, Da Silva (2009).

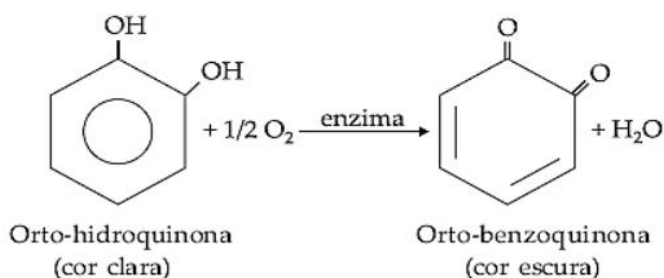


Fonte: Da Silva (2009).

O processo pelo qual a polpa da maçã exposta ao ar começa a adquirir uma tonalidade marrom ou acastanhada. Isso geralmente ocorre quando a maçã é cortada, mastigada ou descascada, permitindo que o interior da fruta entre em contato com o oxigênio presente no ar.

O escurecimento da maçã é causado por uma série de reações químicas que envolvem a oxidação de compostos fenólicos presentes na fruta.

Figura 24: Conversão enzimática da Orto-hidroquinona por oxidação em Orto-benzoquinona. (Da Silva, 2009).



Fonte: Da Silva (2009).

Quando a maçã é cortada ou danificada, as células da fruta são rompidas e os compostos fenólicos entram em contato com enzimas chamadas polifenoloxidasas. Essas enzimas catalisam a reação de oxidação dos compostos fenólicos na presença de oxigênio. Isso resulta na formação de compostos quinonas, que são altamente reativos e tendem a se combinar com outras moléculas na maçã. Essas combinações de compostos químicos resultam na coloração marrom característica do escurecimento.

Percebemos as reações redox nas estruturas através da mudança do grupo hidroxila do fenol para o grupo carbonila da cetona. A forma de verificar a oxidação é determinando o número de oxidação do carbono no qual esses grupos estão ligados. Quando ligado ao grupo fenol o NOX do carbono é +1 (orto-hidroquinona) e ocorre mudança do NOX do carbono para

+2 (orto-benzoquinona) quando forma a carbonila. Ocorre, portanto, um aumento do número de oxidação no carbono, evidenciando assim uma oxidação da substância orgânica reagente.

3.5 Livro Paradidático *versus* didáticos

De acordo com Munakata um livro paradidático (LPD) é uma obra que complementa o material didático tradicional, oferecendo aos alunos uma visão mais ampla e aprofundada sobre determinados temas. Esses livros são usados para enriquecer o aprendizado, promovendo a reflexão crítica e a compreensão contextualizada dos assuntos abordados. Eles podem incluir diversos gêneros e formatos, contos, biografias, textos informativos e atividades interativas, tornando o processo educativo mais dinâmico e envolvente. Portanto, a aprendizagem do tema óxido redução pode ser potencializada com a utilização de um livro paradidático, servindo como apoio e referencial para construir um conhecimento mais sólido, significativo e menos desgastante.

E através de Munakata (1997):

“Livros paradidáticos talvez sejam isso: livros que, sem apresentar características próprias dos didáticos (seriação, conteúdo segundo um currículo oficial ou não etc.), são adotados no processo de ensino e aprendizagem nas escolas, seja como material de consulta do professor, seja como material de pesquisa e de apoio às atividades do educando, por causa da carência existente em relação a esses materiais.” (MUNAKATA, 1997, p.101).

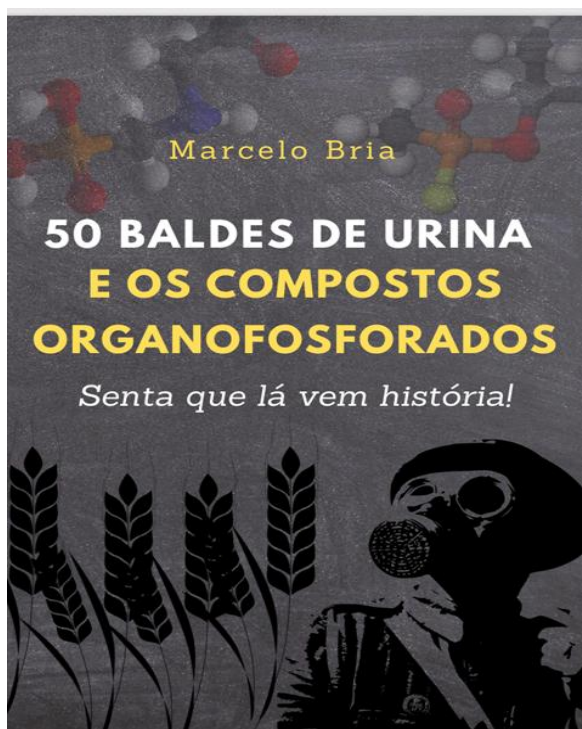
Ainda nesse contexto, Munakata (1977) diferencia claramente os livros didáticos (LD) dos LPD em suas funções e objetivos no contexto educacional. Segundo ele, os LD são materiais essenciais que seguem um currículo estruturado e são destinados a fornecer o conteúdo básico e necessário para o ensino de disciplinas específicas. Os LD são geralmente mais padronizados e utilizados como principal referência de estudo em sala de aula, entretanto, para aqueles que precisam de motivação para estudar um assunto, os LPD são mais atraentes. Quando se trata do tema óxido redução os LD são carregados de definições diretas e intensa cientificidade, com poucos exemplos ilustrativos ou contextualização, logo, o aluno perde a vontade de estudar.

Por outro lado, o LPD proposto neste trabalho procura um papel complementar, atraente e relevante no ensino de química. Eles não seguem rigidamente o currículo escolar, mas sim buscam enriquecer o aprendizado dos alunos através de abordagens mais criativas e variadas. De acordo com Paulucio (2029) os LPD enriquecem o processo de ensino-aprendizagem, promovem a leitura crítica, incentivam a curiosidade e o gosto pela leitura, e permitem abordagens mais criativas e interdisciplinares, alinhadas com os interesses dos alunos e com temas contemporâneos.

Os componentes curriculares de Leitura e Produção de Textos (LPD) oferecem aos educadores a possibilidade de explorar temas com maior profundidade ou abordar assuntos periféricos ao currículo oficial. Essa abordagem favorece o desenvolvimento da reflexão crítica, estimula a curiosidade dos alunos e promove o gosto pela leitura. Como destacam Oliveira, Cândido e Martins (2022), “há espaço para práticas que ampliem esse horizonte”, permitindo que o trabalho com leitura vá além das exigências normativas da BNCC. Os LPD podem abordar temas de forma mais detalhada ou explorar assuntos periféricos ao currículo oficial, incentivando a reflexão crítica, a curiosidade e o gosto pela leitura.

Em resumo, enquanto os LD são a espinha dorsal do ensino formal, os LPD oferecem uma perspectiva ampliada e mais dinâmica, ajudando a consolidar e expandir o conhecimento adquirido. No ensino de Química, como os estudantes têm dificuldade com o tema oxirredução — muitas vezes devido à forma como o conteúdo é apresentado nos livros didáticos —, foi elaborado um material mais direto e simples para facilitar o estudo. Segundo Arnaud e Fernandez (2023), a abordagem tradicional do conteúdo de oxirredução nos livros didáticos pode contribuir para a dificuldade de compreensão dos conceitos, o que reforça a importância de materiais complementares e estratégias didáticas mais acessíveis. Um exemplo é “50 Baldes de Urina e os Compostos Organofosforados: Senta Que Lá Vem História” é um livro paradidático que une química e história de forma envolvente e educativa:

Figura: Livro paradidático: “50 Baldes de Urina e os Compostos Organofosforados: Senta Que Lá Vem História”.



Bria (2019) faz referência ao uso histórico da urina como fonte de compostos químicos, especialmente os organofosforados, que têm aplicações em pesticidas e armas químicas. A obra é estruturada como uma jornada histórica e científica, abordando desde os conceitos básicos da química até os impactos dos compostos organofosforados em guerras e na agricultura.

Conforme destaca em seu estudo, Alencar (2014) enfatiza a importância da criação de recursos pedagógicos pelo próprio docente:

“A elaboração dos próprios materiais é significativa porque oferece condições de expressar fielmente os objetivos do que se propõe de maneira mais eficiente, colaborando para a construção de conhecimentos. Torna-se capaz de articular questões ambientais vivenciadas pela comunidade escolar, aproximando a escola nesse aspecto, dos problemas da sociedade. Quando se elabora os próprios materiais didáticos encontra-se um mecanismo que intercederá a favor do processo educativo. É o material que dialoga com os alunos conforme as pretensões do elaborador. Isso faz com que sua eficiência seja maior que a eficiência dos livros didáticos. (...)” (ALENCAR, 2014, pág. 6)

Avaliando os LPD, dentre as características gerais apresentadas, Alencar (2014) destaca que um material deve atender:

- Podem ser utilizados para contextos específicos; - Oferecem condições de se escolher o caminho que se quer seguir de acordo com os interesses e as experiências, resultando em melhor aceitação por parte dos alunos; - São mais críticos que os livros didáticos; [...] - Ocorrem de maneira mais abrangente com o conteúdo que se deseja contemplar; - Apresentam ar de criticidade de acordo com fatores sociais, políticos, econômicos, ambientais; [...] - Têm sintonia com os paradigmas emergentes; [...] - Permitem a utilização de textos menos comprometidos com o isolamento e fragmentação cartesiana, tornando-se mais significativos; - Podem dialogar de forma interdisciplinar apresentando os conteúdos com um trânsito fluente entre as disciplinas; [...] - Fortalecem um diálogo pedagógico diferenciado; - São mais flexíveis quanto as modificações e atualizações necessárias; - Correspondem melhor aos alunos a quem se destinam. (ALENCAR, 2014, pág. 7)

É com este propósito que o LPD “Óxidorredução: uma abordagem sob a óptica da ciência, tecnologia e vida” intensifica o conhecimento científico dos estudantes e professores que queiram aprofundar no assunto, construindo assim com eficiência, uma base mais sólida do conhecimento sobre reações que envolvam oxido redução e cotidiano do estudante.

Contudo, o maior obstáculo deste trabalho é extrair o que está escrito em artigos, teses e dissertações, convertendo essas informações em algo compreensível e instrutivo para quem lê. Torna-se necessário fazer essa transição da forma mais fiel aos conceitos e em tudo que foi descoberto até a atualidade, a transposição didática então é a ferramenta escolhida.

3.6 Transposição Didática como Ferramenta de Construção do LPD

O conhecimento construído nas universidades, pelos cientistas, não é diretamente utilizado com alunos do ensino básico. A transposição didática pode ser utilizada como a ferramenta principal para elaboração do material proposto, visto que, o tema oxirredução é

complexo em nível acadêmico e de difícil entendimento por parte de professores e alunos. Entretanto, é importante conhecer o conceito e as características dessa transformação de conhecimento do nível acadêmico para o nível de formação básica.

A ideia da transformação de conteúdos surge com a tese de doutorado do sociólogo Michel Verret, "*Le temps des études*", publicada em 1975, focou sua pesquisa na necessidade de reorganizar e reestruturar os conhecimentos e materiais culturais de uma sociedade, com o objetivo de torná-los acessíveis e assimilados pelos participantes do ensino escolar, especificamente os estudantes (FORQUIN, 1992). De acordo com Bria (2020):

“Tem-se que a Ciência em nível acadêmico, muitas vezes não se torna algo diretamente compreensível para os alunos, dessa forma tendo-se a necessidade da construção de dispositivos mediadores que possam propiciar a construção dessa conexão, conforme aponta Verret (1975; apud FORQUIN, 1992): Toda prática de ensino de um objeto pressupõe a transformação prévia deste objeto em objeto de ensino”. (BRIA, 2020, pág. 5)

Em 1982, Yves Chevallard e Marie-Alberte Joshua publica: “*Un exemple d’analyse de la transposition didactique – La notion de distance*” que foi fundamentada na obra de Verret. O trabalho de Bria (2020) destaca a proposta dos dois autores:

“Analisar e discutir as transformações sofridas com a noção matemática de distância, entre o momento de sua introdução em 1906, por Fréchet, no ‘saber sábio’, e o momento de sua introdução em 1971 nos programas de geometria da sétima série, em relação com a reta”. Dessa forma, o trabalho consistiu na análise de como o conhecimento científico foi transformado, visando torná-lo algo que seja assimilável para os alunos (ASTOLFI & DEVELAY; apud SIQUEIRA & PIETROCOLA, 2006). (BRIA, 2020, pág.6)

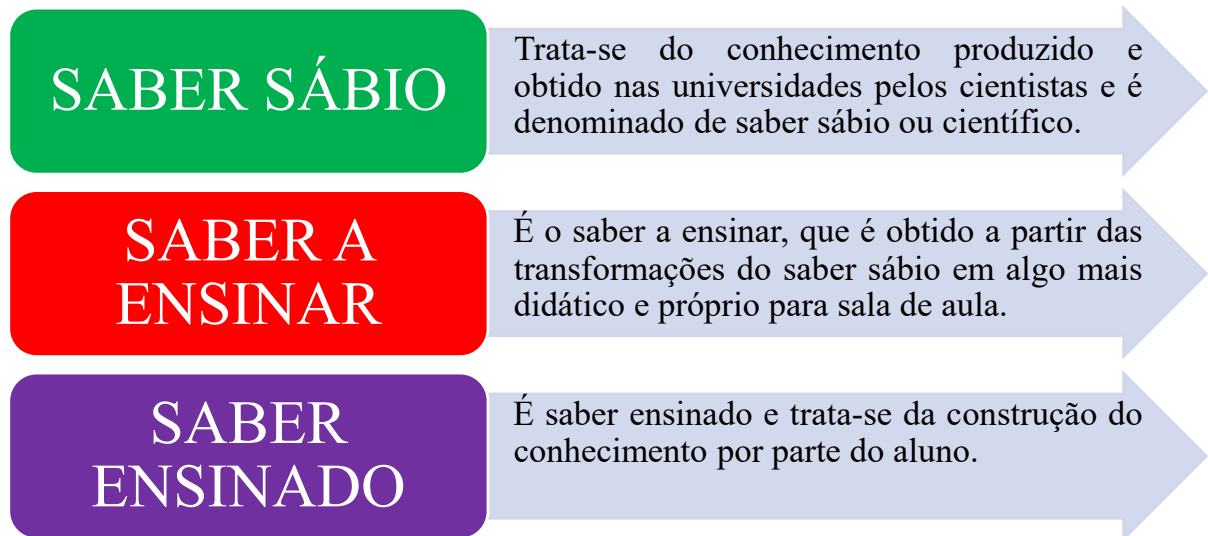
Foi Chevallard, em 1985, que sistematizou e organizou o conceito de transposição didática com a publicação "*La transposition didactique*", gerando algumas críticas e controvérsias. que levaram o escritor a elaborar uma segunda edição, com um "Posfácio", em 1991 (PINHO ALVES, 2001). Logo estava fundamentado o processo pelo qual o conhecimento complexo, oriundo da ciência pura, se transformariam em conhecimento mais fácil de ser absorvido.

Segundo Yves Chevallard (1991), a transposição didática é o processo pelo qual o conhecimento científico, erudito ou acadêmico é transformado em conhecimento escolar, ou seja, em saber ensinável e acessível para os estudantes:

“Um conteúdo do saber tendo sido designado como saber a ensinar quando sofre, a partir daí, um conjunto de transformações adaptativas que o levam a tomar lugar entre os objetos de ensino. O trabalho em tornar um objeto do saber a ensinar em objeto do saber ensinado é denominado transposição didática”. (CHEVALLARD, 1991, p.45; apud SIQUEIRA & PIETROCOLA, 2006).

Os saberes citados por Chevallard são três: Saber sábio ou científico, o saber a ensinar e o saber ensinado.

Figura 25: Tipos de saberes conforme Chevallard (1991).



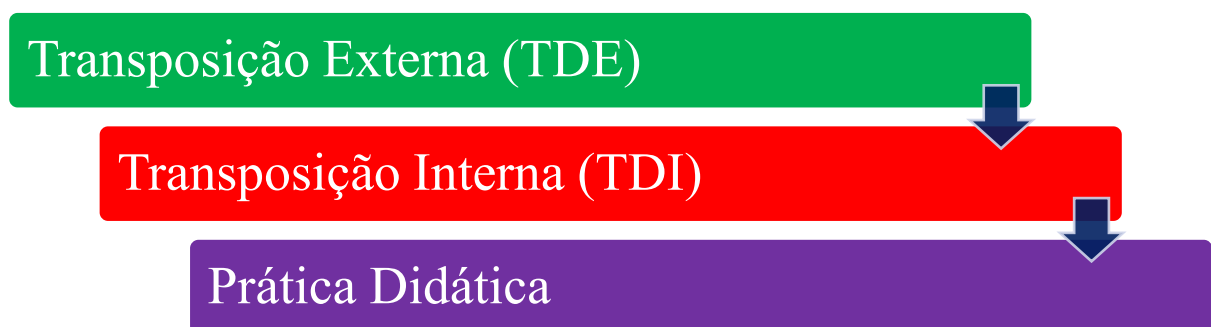
Fonte: (O Autor).

Na escola temos que:

“No ambiente escolar o ensino do saber sábio se apresenta no formato que se denomina de conteúdo escolar ou conhecimento científico escolar. Este conteúdo escolar não é o saber sábio original, isto é, ele não é ensinado no formato original publicado pelo cientista, como também não é uma simplificação deste. O conteúdo escolar é um “objeto didático” produto de um conjunto de transformações”. (PINHO ALVES, 2001, pág 20).

Chevallard ainda identifica as transformações do tipo de saber em etapas principais nesse processo:

Figura 26: Formas de transposição didática, conforme Chevallard (1991).



Fonte: (O AUTOR).

1. Transposição Didática Externa (TDE): O conhecimento científico é selecionado, organizado e adaptado para ser incluído nos currículos escolares. Aqui, o saber é moldado de forma a ser reconhecido como relevante e válido no contexto educacional.

“Durante o TDE, temos que esse processo é desenvolvido por uma comunidade composta por pessoas e/ou instituições responsáveis por estabelecer o que deve ser ensinado nas escolas conhecida como “noosfera”, que negociam seus interesses, e

atuam no sentido de transformar o saber científico, para o saber ensinar e consequentemente o saber ensinado (BRITO MENEZES, 2006: apud SILVA, SOUZA, SILVA & SIMÕES-NETO, 2016).”

É dentro do TDE que teremos, por exemplo, a produção de materiais didáticos e paradidáticos. Da origem dos saberes, o saber sábio, produzido por meio de pesquisas científicas, discutido e publicado em meios específicos, é filtrado pela noosfera e sofre didatização, sendo transformado em saber a ser ensinado, ou conteúdos escolares. Isso justifica a seleção da transposição didática como base teórica para o produto educacional apresentado nesta dissertação.

2. Transposição Didática Interna (TDI): O conteúdo curricular é transformado em materiais didáticos, como livros, guias de professores e outros recursos pedagógicos. Este passo envolve a reformulação do conhecimento de forma a facilitar o ensino e a aprendizagem na sala de aula. Na TDI, professores e alunos constroem conhecimento em sala de aula, transformando saber ensinar em saber ensinado (SILVA, SOUZA, SILVA & SIMÕES-NETO, 2016).

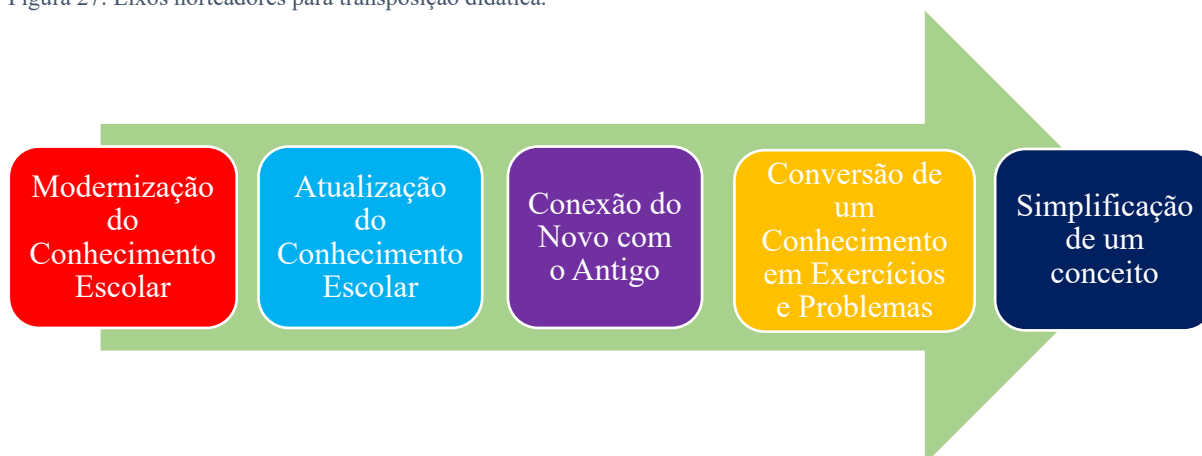
3. Prática Didática: Refere-se à implementação do conhecimento transposto no ambiente educacional, onde os professores utilizam metodologias e estratégias pedagógicas para ensinar o conteúdo aos alunos. Esta fase envolve a interação direta entre professores e estudantes. Chevallard (1991) ainda destaca a importância da mediação do professor neste processo, pois é através da prática didática que o conhecimento ganha vida na sala de aula.

Em resumo, a transposição didática é fundamental para entender como o saber científico se transforma em saber escolar e como isso impacta a prática educativa.

3.6.1 Esquema de Transposição Didática na Oxirredução e Eixos Norteadores.

Os estudos de Astolfi e Develay (1990) e Astolfi (1997), fundamentados no trabalho pioneiro de Chevallard e Joshua (1982); citado em Astolfi (1997), ilustram de maneira didática que a transposição didática tem cinco diretrizes principais (eixos norteadores) e podemos relacioná-los com a transposição proposta na construção do LPD “Oxirredução em foco: uma abordagem sob a óptica da ciência, tecnologia e vida” da seguinte maneira:

Figura 27: Eixos norteadores para transposição didática.



Fonte: (O AUTOR).

Os eixos norteadores para a transposição didática:

1. Modernização do Conhecimento Escolar: existe uma necessidade de modernizar o conhecimento. Um exemplo é descrever a eletroquímica apresentando sistemas que envolvam tecnologias modernas.

2. Atualização do Conhecimento Escolar: à medida que a ciência vai avançando existem conhecimentos que vão se tornando obsoletos. Um exemplo é apresentar a pilha moderna e células combustíveis, bateria dos carros elétricos que são sistemas atuais de produção de energia que envolve oxirredução.

3. Conexão do Novo com o Antigo: existem conhecimentos antigos que acabam por validar os novos conhecimentos. Um exemplo é explorar a história da pilha de Daniel e seu processo de construção, destacando a importância para entender os modelos e reações que ocorrem nas novas células Galvânicas. A assimilação de novos conhecimentos ocorre melhor se tiverem articulados com os antigos.

4. Conversão de um Conhecimento em Exercícios e Problemas: são selecionados conteúdos que geram exercícios, atividades e problemas. Um exemplo é propor dentro da oxirredução temas que são avaliados em provas escolares e exames nacionais.

5. Simplificação de um conceito: são procedimentos que permitem torná-los mais acessíveis a quem está aprendendo. Um exemplo é escrever o texto sobre eletroquímica de uma forma simples, se preocupando em utilizar uma linguagem mais próxima possível de sua compreensão.

No presente trabalho de construção do 1 LPD a transposição didática será realizada apenas entre o saber sábio ou científico e o saber a ensinar, ou seja, a transposição didática externa (TDE). A Transposição Didática Interna (TDI), relacionada à prática didática e à aplicação do material, não será contemplada neste estudo.

3.7 Aprendizagem Significativa na Construção do LPD

O conceito de aprendizagem significativa, fundamental na abordagem construtivista, refere-se ao processo de atribuir significado à parte da realidade que é conhecida. Segundo David Ausubel (Apud Moreira, 2006) a aprendizagem se torna significativa quando os alunos relacionam novos conteúdos aos conhecimentos que já possuem (conceitos inclusores), articulando novos significados de forma não arbitrária.

Os conceitos inclusores precisam ser suficientemente claros, estáveis e relevantes para que possam exercer essa função de integração. Quando o conteúdo novo é relacionado a esses conceitos, ocorre uma reorganização da estrutura cognitiva, promovendo uma aprendizagem mais profunda e duradoura. Segundo Pelizzari et al., podemos interpretar a aprendizagem significativa como:

“a aprendizagem é muito mais significativa à medida que o novo conteúdo é incorporado às estruturas de conhecimento de um aluno e adquire significado para ele a partir da relação com seu conhecimento prévio”. (Pelizzari et al., pág37)

Caso contrário, o conteúdo é armazenado mecanicamente, sem conexão com outros conhecimentos, prejudicando sua retenção e uso. Além disso, os conceitos inclusores não são apenas ideias isoladas, mas estruturas mentais que organizam e dão sentido ao conhecimento.

Para Rodríguez (2020), temos que:

“a significatividade da aprendizagem depende da qualidade e da quantidade dos vínculos que estabelecemos entre os conhecimentos anteriores e o que estamos aprendendo”. (Rodríguez 2020, pág.12-32)

Isso implica que o papel do educador é não apenas transmitir informações, mas criar condições para que o aluno possa relacionar o novo conteúdo com aquilo que já domina, favorecendo a construção de significados.

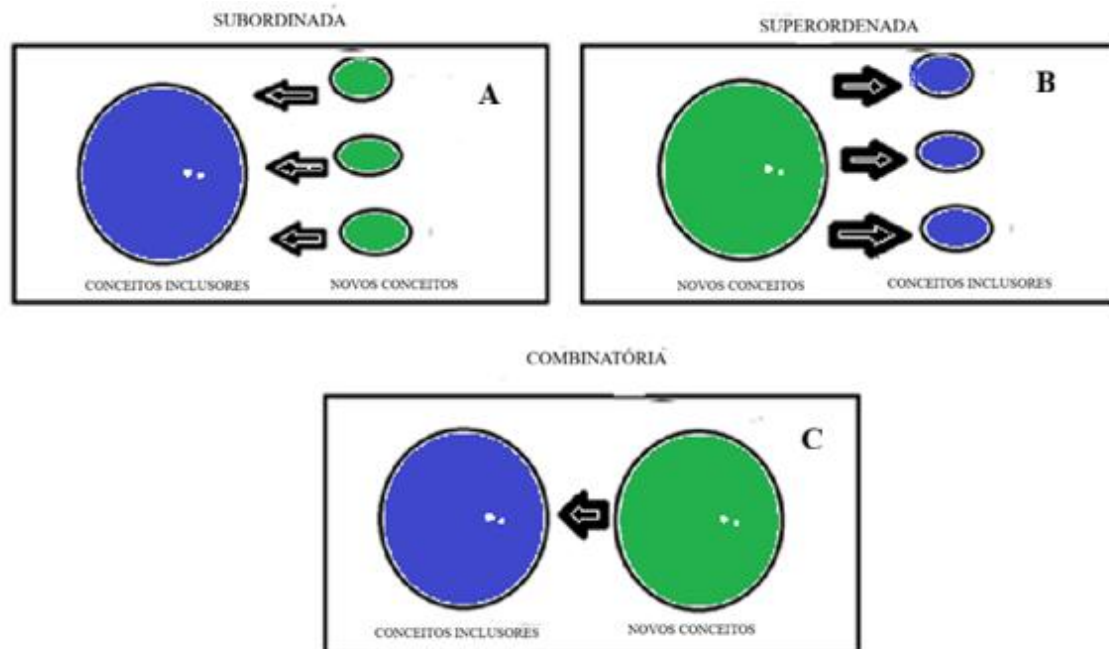
Na teoria da aprendizagem significativa de Ausubel, os conteúdos novos podem ser assimilados por meios distintos de aprendizagem:

“Na aprendizagem significativa, os conteúdos novos podem ser assimilados por meio de três tipos distintos de aprendizagem: subordinada, superordenada e combinatória.” (MOREIRA, 2011, p. 5)

A aprendizagem subordinada (figura-28-A) ocorre quando o novo conteúdo é mais específico e se vincula a conceitos mais gerais já presentes na estrutura cognitiva do aluno. Um exemplo seria os conceitos menores reforçarem significativamente o conceito maior. Temos que a aprendizagem superordenada (figura-28-B) acontece quando o novo conceito é mais abrangente do que os já existentes, exigindo uma reorganização hierárquica do conhecimento. A aprendizagem combinatória (figura-28-C), por sua vez, ocorre quando o novo conteúdo se

relaciona lateralmente com os conhecimentos prévios, sem que haja uma hierarquia clara entre eles, mas ainda assim estabelecendo conexões significativas.

Figura 28: Tipos de Aprendizagem Significativa.



Fonte: (O Autor).

Podemos então relacionar a construção deste livro paradidático com a aprendizagem combinatória. Os novos conceitos propostos no material não irão modificar os conceitos incluídos, mas sim promover uma combinação ou reorganização de ideias já presentes na estrutura cognitiva dos leitores. Segundo Ausubel (1978, p. IV), “o fator isolado mais importante influenciando a aprendizagem é aquilo que o aprendiz já sabe. Determine isso e ensine-o de acordo”, reforçando que a aprendizagem significativa ocorre quando novos conteúdos se conectam de forma não arbitrária ao conhecimento prévio.

Este trabalho visa facilitar a compreensão dos conceitos de oxirredução por meio da elaboração de um livro paradidático. Os tópicos desenvolvidos na TDE foram planejados para tornar o conteúdo mais claro, promovendo uma aprendizagem significativa ao leitor.

4 METODOLOGIA

A metodologia adotada neste trabalho fundamenta-se em pesquisa bibliográfica de caráter exploratório, com base nos conceitos de aprendizagem significativa (AUSUBEL, 2000) e transposição didática (CHEVALLARD, 1991). Utilizou-se o método indutivo e uma abordagem qualitativa, visando à construção de um Livro Paradidático Digital (LPD) voltado ao ensino de química. A pesquisa teve como ponto de partida o livro paradidático 50 Baldes de Urina e os Compostos Organofosforados: Senta Que Lá Vem História, cuja estrutura e abordagem serviram de referência para a elaboração do LPD proposto. Inicialmente, foram analisados artigos de revisão publicados na revista Química Nova na Escola (QNEsc), abrangendo o período de 1995 a 2025, com o objetivo de identificar tendências, estratégias didáticas e abordagens contextualizadas no ensino de química.

A abordagem metodológica valoriza a análise e seleção de materiais acadêmicos que promovem uma compreensão aprofundada dos conteúdos, relacionando-os aos conhecimentos prévios dos estudantes e ao seu cotidiano. Foram priorizados trabalhos e dissertações do PROQUI (Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional) e artigos da QNEsc, por sua relevância na formação docente e na produção de práticas pedagógicas inovadoras.

A transposição didática, identificada na literatura consultada, é utilizada como ferramenta para adaptar conceitos científicos complexos, tornando-os mais acessíveis e relevantes para o contexto escolar. Essa perspectiva está alinhada com os apontamentos de Lima, Bortolai e Dutra-Pereira (2022), que destacam a transposição didática como um processo essencial para transformar o saber científico em saber escolar, promovendo a aprendizagem significativa no ensino de química. Assim, a metodologia para construção do LPD propõe um percurso que estimula o engajamento, a reflexão crítica durante a leitura e a construção autônoma do saber, facilitando o entendimento de temas como oxirredução de forma clara e conectada à realidade dos leitores, respaldada por uma sólida revisão de bibliografia.

5 RESULTADOS E DISCUSSÕES

O LPD “Oxirredução em foco: uma abordagem sob a Óptica da ciência, tecnologia e vida” visa apoiar o ensino de reações redox no ensino básico e servir como material de leitura para professores e alunos do ensino básico. São apresentados trechos do LPD e explicada a transposição didática para o produto, com o objetivo de facilitar a compreensão de oxirredução. A Lei nº 9.394/96 (LDB) exige que a educação básica assegure o desenvolvimento integral do aluno, respeitando suas capacidades e promovendo equidade. Podemos também dizer que: “A educação básica deve proporcionar aos estudantes experiências que favoreçam seu desenvolvimento integral” (BRASIL, 2017). Logo, “A educação básica tem por finalidade desenvolver o educando, assegurando-lhe a formação comum indispensável para o exercício da cidadania” (BRASIL, 1996, Art. 22).

A BNCC define direitos de aprendizagem que devem ser seguidos por todos os sistemas de ensino. Com base nisso, o LPD sobre oxirredução foi criado para orientar alunos e professores do ensino básico no desenvolvimento de conhecimentos essenciais ligados à ciência, tecnologia e vida.

Zapateiro et al. (2019), destacam que LPD de química auxiliam no ensino ao tratar temas transversais e históricos da ciência.

“Os materiais didáticos e paradidáticos são fundamentais para a contextualização dos conteúdos de química, permitindo uma abordagem mais dinâmica e interativa” (ZAPATEIRO et al., 2019, pág 6).

Este trabalho apresenta um LPD que integra conteúdos relacionados a reações redox em uma abordagem unificada e estruturada para leitura. Esses temas normalmente são tratados separadamente em inorgânica, físico-química e orgânica, além de aparecerem isolados em teses, dissertações, artigos e livros didáticos.

Este capítulo analisa como o LPD interage com seu público e apresenta as expectativas de aprendizagem significativa.

5.1 As aplicações de oxirredução na construção do LPD e a introdução aos leitores

O livro começa definindo oxirredução e situando o conceito na tecnologia, ciência e vida. A oxirredução é destacada como uma transformação energética presente no cotidiano. Esse ponto é crucial na elaboração dos textos, pois o tema costuma ser abordado de forma formal como “transferência de elétrons” nas aulas e nos livros didáticos. Logo, não ocorre uma ampliação que busca justificar uma melhor aprendizagem. Segundo Rocha (2019), “na maioria das vezes, não é levada em consideração a explicação de um fenômeno com base no nível

submicroscópico. Além disso, são priorizados: i) grande quantidade de conceitos, ii) várias definições, iii) cálculos desnecessários e iv) explicações desvinculadas da realidade dos alunos”.

A introdução do termo "energia" juntamente com o conceito de "transferência de elétrons" oferece uma informação adicional que ajuda a contextualizar e ampliar a definição.

De acordo com De Jong (1995) as reações redox foram apontadas como um dos tópicos mais complexos no ensino e aprendizagem da química. Anselme (1997) identificou que estudantes enfrentam dificuldades na compreensão de processos de oxidação-redução durante a transição da química inorgânica para a química orgânica. Essa abordagem possibilita tratar o tema de forma inovadora e tornar a aprendizagem mais dinâmica.

A abordagem da oxidação como transformação de energia altera a abordagem tradicional que utiliza o número de oxidação e transferência de elétrons para explicar a definição em primeiro instante. A alteração dessa abordagem pode ser necessária, já que muitos estudantes recordam principalmente as reações referentes ao número de oxidação após o ensino médio ou o ensino superior.

Durante uma transformação química a energia é envolvida e pode ser aproveitada de certa forma durante o processo de transformação, portanto, as reações redox são essenciais no nosso cotidiano e deverão também se relacionar com transferência de energia entre sistemas. Esse é o ponto impactante do livro paradidático.

Esta parte é mencionada no livro paradidático (ver página 8 do produto):

Reações de OXIRREDUÇÃO são processos em que ocorrem TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS entre duas espécies químicas. Essas reações, em geral, envolvem ENERGIA.

A OXIDAÇÃO, em geral, libera ENERGIA; a REDUÇÃO, em geral, leva a um aumento na ENERGIA.

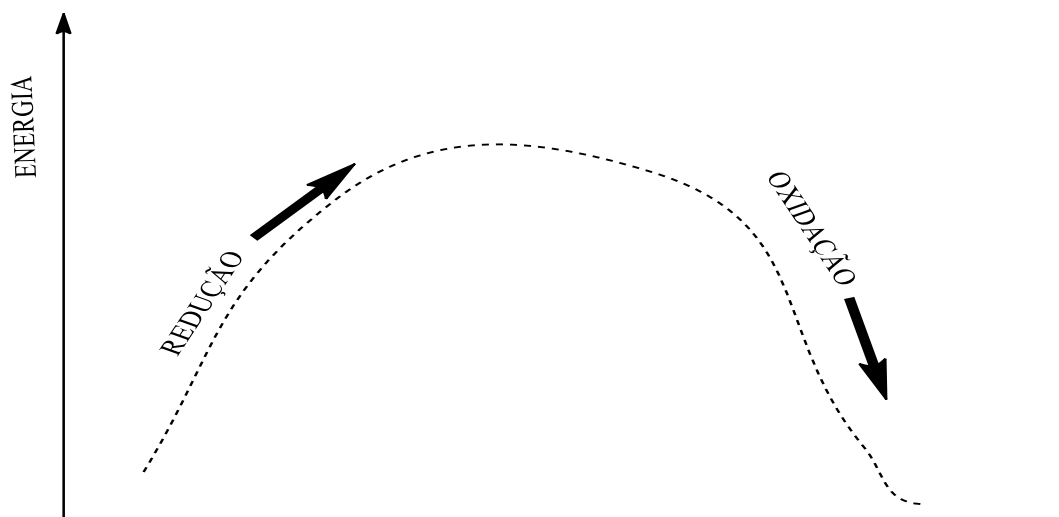


Figura 1: As reações redução ocorrem com aumento de energia (ladeira acima) e de oxidação com redução de energia (ladeira abaixo), com pouquíssimas exceções.

A própria BNCC indica que no ensino médio temos que desenvolver essa habilidade (EM13CNT106) nos alunos:

Essa habilidade propõe que os estudantes avaliem tecnologias e soluções relacionadas à geração, transporte, distribuição e consumo de energia elétrica, considerando aspectos ambientais, sociais e geográficos. Isso envolve compreender transformações de energia em diferentes contextos, como reações químicas e sistemas tecnológicos (Brasil, 2018, pag. 563).

O conceito de energia no ensino básico ainda apresenta certa indefinição tanto para química quanto para física, não é simples definir energia. Na natureza, as formas de energia se manifestam como energia elétrica, calor e movimento e outras. As reações redox, ao se manifestarem, podem servir como oportunidade para introduzir novos conhecimentos relacionados aos conceitos inclusores dos alunos.

O trecho seguinte do livro apresenta a oxirredução relacionada à produção de tecnologias no cotidiano, destacando a importância de compreender sua relevância para o consumo e a geração de energia.

Então temos (ver páginas 9 e 10 do produto):

1.1 OXIRREDUÇÃO E TECNOLOGIA

As reações de oxirredução estão presentes no nosso cotidiano em diversos segmentos, particularmente nos processos que envolvem a conversão de energia química em energia elétrica.

Historicamente, a fonte principal de energia é a combustão (queima). Há uma relação estreita entre a revolução industrial e a combustão (carvão, madeira e depois petróleo).

A combustão é um processo REDOX.

Modernamente, as pilhas e baterias são segmentos importantes na vida cotidiana das pessoas, viabilizando a utilização de celulares, computadores, carros elétricos e outros dispositivos eletrônicos.

Todo este conjunto se fundamenta em REAÇÕES REDOX.

O bafômetro, a corrosão (ferrugem) dos metais, a siderurgia, as células galvânicas, fotovoltaicas e eletroquímicas, a fermentação, a degradação dos óleos (chamada foto-oxidação), a secagem de tintas e vernizes, o escurecimento de uma chapa fotográfica (mais comum nos raios X, atualmente), etc... são processos de REDOX.

O oxigênio é oxidante. A nossa atmosfera é oxidante. Isso é responsável por diversos fenômenos comuns no nosso cotidiano.

1.2 OXIRREDUÇÃO E VIDA

A vida na terra depende do sol. A energia que mantém os seres vivos vem do sol e, os organismos que realizam fotossíntese, principalmente as plantas, fazem essa intermediação. A absorção da luz solar resulta numa reação de redução, ou seja, na geração de espécies químicas de alta energia, com grande capacidade redutora.

O metabolismo dos seres vivos ocorre com transformações (síntese e degradação) de substâncias químicas. É de conhecimento de todos que a energia para estas transformações que mantêm a vida vem de algumas classes de substâncias, destacando-se os açúcares e as gorduras. São substâncias de alta energia.

No processo de degradação destas substâncias elas geram CO_2 (em última instância, é uma combustão) e liberam energia.

As substâncias químicas que geram energia são espécies reduzidas. Ao liberarem energia elas sofrem OXIDAÇÃO.

Portanto, estas transformações que ocorrem no metabolismo são também processos de OXIRREDUÇÃO.

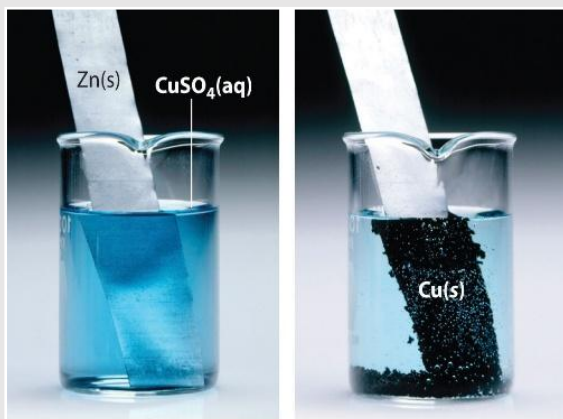
1.3 OXIRREDUÇÃO E ENSINO

Como mostrado acima, os fenômenos de ÓXIDO-REDUÇÃO são abrangentes e estão no cotidiano das pessoas, afetando a vida de cada cidadão.

Por isso, são temas do currículo do Ensino Médio.

Todavia, neste nível, o destaque, em geral, se restringe ao ensino do cálculo do chamado NOX (número de oxidação).

Portanto, é necessária uma abordagem no ensino de química que contemple estas facetas mencionadas e que estabeleça uma conexão entre oxirredução e esses fenômenos.



NÃO É APENAS
MUDANÇA DE
NOX!

Figura 2: visualização da reação de oxirredução.

O livro foca na visão de que a oxirredução tem várias aplicações tecnológicas, que estão em constante desenvolvimento e revolucionando o mundo, gerando novos materiais a partir desse conhecimento científico. É possível compreender que a presença de uma atmosfera oxidante favorece a ocorrência de reações desse tipo.

A química orgânica aborda oxirredução em animais e plantas, ambos com estruturas orgânicas. A ideia principal a ser mostrada no livro é que para iniciar o ciclo natural da vida necessita-se de formar substâncias altamente energéticas e que as reações de redução são responsáveis por esse momento. Se existir uma espécie reduzida, inicia-se a oxidação, que é ladeira abaixo em termos de energia ou seja, libera energia.

O foco final da parte introdutória foi o ensino de química e o objetivo é sensibilizar os professores leitores de que oxirredução não é apenas número de oxidação (NOX). A figura com

o experimento já demonstra que a química é uma ciência experimental e que ela é entendida por método de experimentação como meio mais eficiente.

Para REIS (2024), após análise e estudo de artigos da química nova na escola, destaca-se:

“A experimentação investigativa no ensino de Química é mais recorrente nas publicações analisadas, evidenciando seu papel central como estratégia eficaz de aprendizagem”. (REIS, 2024).

Apenas a fala do professor em sala de aula e técnicas de memorização, “macetes” de cursinhos preparatórios para vestibulares, não são significativos para consolidar uma verdadeira aprendizagem. Textos atrativos são criados para despertar o interesse dos estudantes por química e fortalecer a formação científica, além de incentivar novos ingressos na área. Esse é o impacto inicial que o livro quer gerar em seus leitores.

5.2 Origem e descrição dos termos oxidação e redução, na construção do LPD

A conexão do novo com o antigo é um ponto importante na transposição didática e isso é muito relevante na definição de oxirredução. Fica óbvio ao leitor relacionar, nessa etapa, o termo oxidação com o nome oxigênio, pois o a palavra oxidação origina-se da reação de um material que ao sofrer combustão está reagindo com esse elemento. É fácil perceber que a massa é algo fácil de medir, então se a incorporação de oxigênio aumentar a massa oxidando o material, a perda de massa também pode ser medida. Logo o processo inverso também pode ser verificado e então aparece o termo redução como o processo contrário a oxidação.

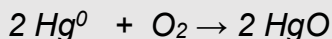
No LPD destaca-se o fragmento que retrata esse assunto (ver página 11 do produto):

1.4 DE ONDE VÊM OS TERMOS OXIDAÇÃO E REDUÇÃO?

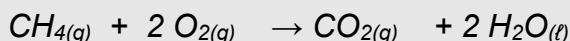
Os termos OXIDAÇÃO e REDUÇÃO surgiram na Química há quase 250 anos. Em torno de 1770, o químico francês Antoine Lavoisier propôs a explicação moderna para o fenômeno da combustão.

Segundo este pesquisador, numa explicação inicial, a combustão seria uma reação onde as substâncias, orgânicas ou inorgânicas, sujeitos a combustão sofreriam uma combinação com o ar. Logo em seguida, se descobriu o elemento oxigênio e Lavoisier definiu que, na verdade, a combustão seria uma reação de combinação com o oxigênio.

Ele, então, chamou esta reação de combinação com o oxigênio de OXIDAÇÃO. Por exemplo, na representação atual, esta reação ocorreria na calcinação (combustão) do mercúrio:



Ou na combustão do gás dos pântanos:



*Em seu livro *Traité Élémentaire de Chimie*, de 1784, Lavoisier propôs que os elementos poderiam se encontrar em diferentes estados de oxidação e criou um sistema de nomenclatura para estes compostos. É deste período os sufixos ico e oso [por exemplo, ácido sulfúrico (H_2SO_4) e ácido sulfuroso (H_2SO_3)], que refletem o grau de oxidação do enxofre.*

A oxidação do mercúrio, mostrada acima, é reversível. O aquecimento deste óxido (HgO) a temperaturas altas gera mercúrio (Hg^0) e oxigênio (O_2), ou seja, regenera o metal.

Esse processo, ou seja, a transformação do óxido (designado como cal) ao respectivo metal, foi chamado por Lavoisier de REDUÇÃO (reduz ao metal). Na interpretação atual a conversão de Hg a HgO representa transformar Hg^0 em Hg^{+2} , ou seja, a perda ou transferência de dois elétrons. Com a evolução, qualquer processo onde ocorre transferência de elétrons, ou mesmo a combinação com elemento mais eletronegativo, passou a ser chamado de oxidação.

No processo inverso, HgO é convertido em $\text{Hg}^0 + \text{O}_2$, ou seja, Hg^{2+} é convertido em Hg^0 . Como se vê, os átomos de mercúrio recebem elétrons. Da mesma forma, então, REDUÇÃO passou a designar uma transformação onde uma espécie química recebe elétrons ou se liga a elemento menos eletronegativo.

Atualmente, os termos oxi-redução, redox, etc. designam um conjunto enorme de transformações químicas, muitas delas vitais na sociedade e envolvendo transferência de elétrons (e de energia – pilhas e baterias, fotossíntese, etc...).

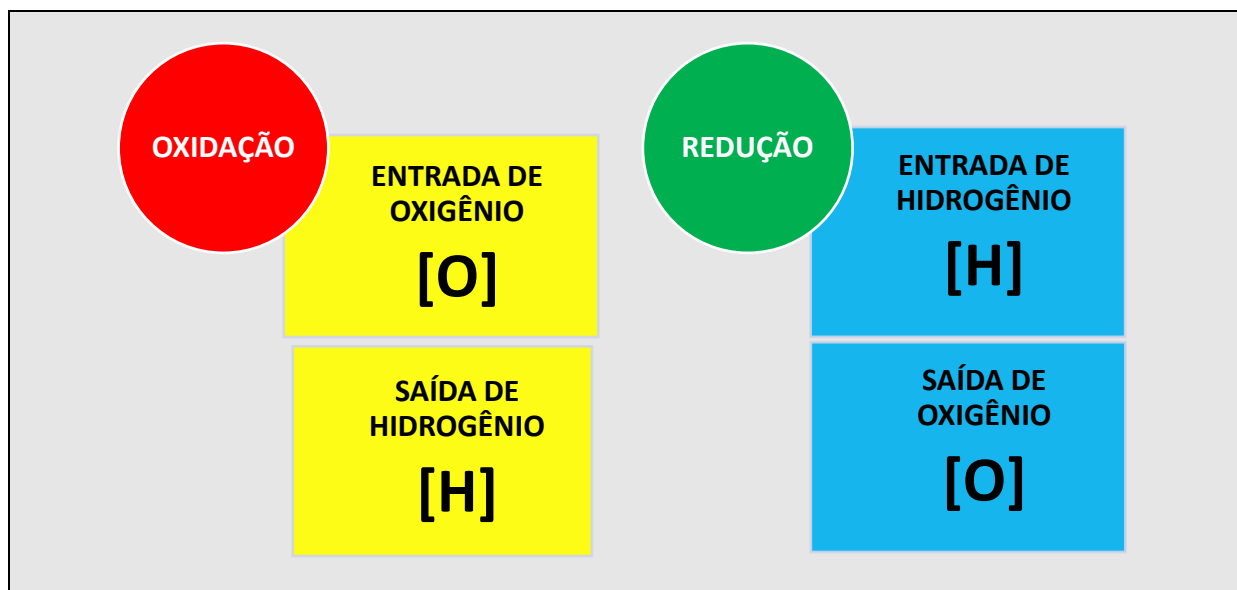
A eletroquímica mostrou que a oxidação não depende apenas da presença de oxigênio, mas sim da transferência de elétrons. Essa transferência de elétrons pode ser detectada, por exemplo, por meio de um multímetro, que é um instrumento utilizado para medições elétricas. Fica muito simples evidenciar experimentalmente uma reação redox com esse equipamento,

pois ao verificar os valores de corrente elétrica, sabe-se que ali está acontecendo uma reação de oxirredução.

O LPD apresenta ao leitor aspectos que possibilitam uma nova compreensão do tema, e fica claro que a mudança na definição foi em função do avanço do conhecimento. Mesmo se a oxidação não ocorrer em presença de oxigênio, o processo será denominado oxidação, pois essa é a origem do termo. Segundo Arnold (2019), os modelos científicos facilitam a interpretação de dados, geram previsões e promovem o avanço da ciência.

As maneiras de descrever a oxirredução é fundamental na formação teórica completa do tema. O livro fornece ferramentas para estudar a oxirredução em todas as áreas da química. O modelo de oxigênio na inorgânica e orgânica, o modelo do hidrogênio na bioquímica, transferência de elétrons na eletroquímica e número de oxidação como ferramenta que fundamenta todos os outros modelos. O entendimento dos modelos e suas aplicações em cada situação vai direcionar a melhor leitura para os próximos assuntos do livro.

O texto propõe uma ideia simplificada do assunto para os modelos do oxigênio e hidrogênio (ver página 14 do produto):



O esquema destaca os elementos que sofrem oxidação e redução ao ler uma equação química. No modelo do oxigênio, no exemplo da conversão de aldeído para ácido carboxílico, é verificado 1 átomo de oxigênio a mais na estrutura do produto em relação ao reagente, logo, é definido a oxidação como entrada de oxigênio e o processo inverso como redução. Este esquema resume e simplifica ideias sem perder o essencial do conceito, contribuindo para a transposição didática.

A entrada e saída de hidrogênios nas moléculas também seguem o esquema anterior nos mesmos sentidos da oxidação e redução, porém, esse mecanismo está vinculado a ser aplicado com mais prioridade nas reações da bioquímica. No final do livro esse conceito será muito utilizado para descrever a fotossíntese e as reações enzimáticas.

A IUPAC utiliza transferência de elétrons como definição para oxido redução. É importante entender que essa definição tem limitações e o livro orienta a entender esse pensamento. A eletroquímica é a parte mais famosa das reações redox, existem inúmeros trabalhos com esse tema, porém, na química orgânica não fica evidente a transferência de elétrons, principalmente em mecanismos que possuem intermediários como nucleófilos e eletrófilos.

Uma transferência de elétrons é notável na eletroquímica, como mostra esse trecho (ver página 14 do produto):

Na eletroquímica as reações redox são movidas pela TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS. Em uma oxidação a reação libera elétrons.

Como por exemplo:



A equação representa a OXIDAÇÃO do cobre, ocorre o aparecimento da valência positiva e a cada 1 mol de cobre oxidado são liberados 2 mols de elétrons.

O processo inverso pode ser descrito como ganho de elétrons, ou seja, um aumento no número de elétrons na eletrosfera.

Outro trecho destaca-se também (ver página 15 do produto):

Em uma pilha, por exemplo, os elétrons são liberados do ÂNODO (local da OXIDAÇÃO) e seguirão para o CÁTODO (local da REDUÇÃO).

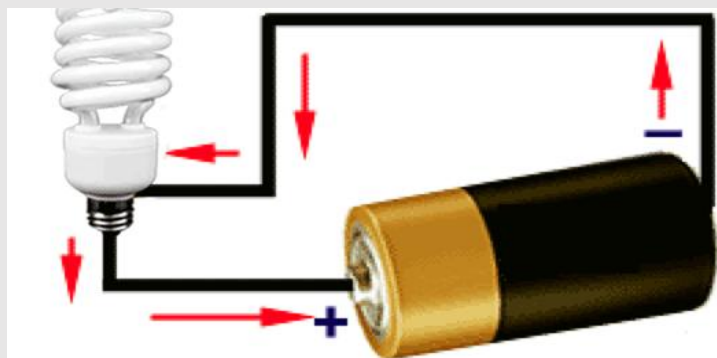


Figura 6: movimento de elétrons em circuito com uma pilha.

Essa TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS irá percorrer por um circuito gerando a corrente elétrica que pode ser utilizada para acender uma lâmpada, funcionar uma lanterna, um controle remoto etc.

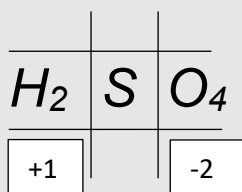
Dessa maneira, o modelo de transferência de elétrons é direcionado para a área da eletroquímica, já que permite a medição e identificação de uma corrente elétrica.

O modelo do número de oxidação, apresentado como ferramenta principal no livro, serve para confirmar os demais modelos, sem substituí-los, comprovando a ocorrência das reações redox.

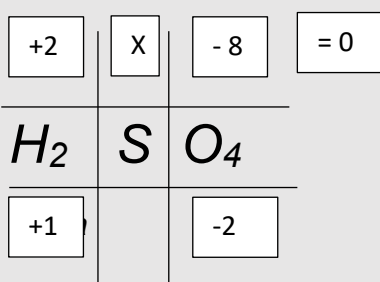
Um trecho do livro mostra como calcular o número de oxidação, utilizando as regras básicas e usá-lo para identificar reações de oxirredução (ver página 19 do produto).

Calculando o número de oxidação do enxofre por um método prático:

✓ Na primeira etapa é necessário atribuir o NOX do hidrogênio e do oxigênio pelas regras arbitrárias.



✓ Na segunda etapa é necessário calcular as cargas desses elementos, igualando a carga total a zero. A carga do enxofre será x.

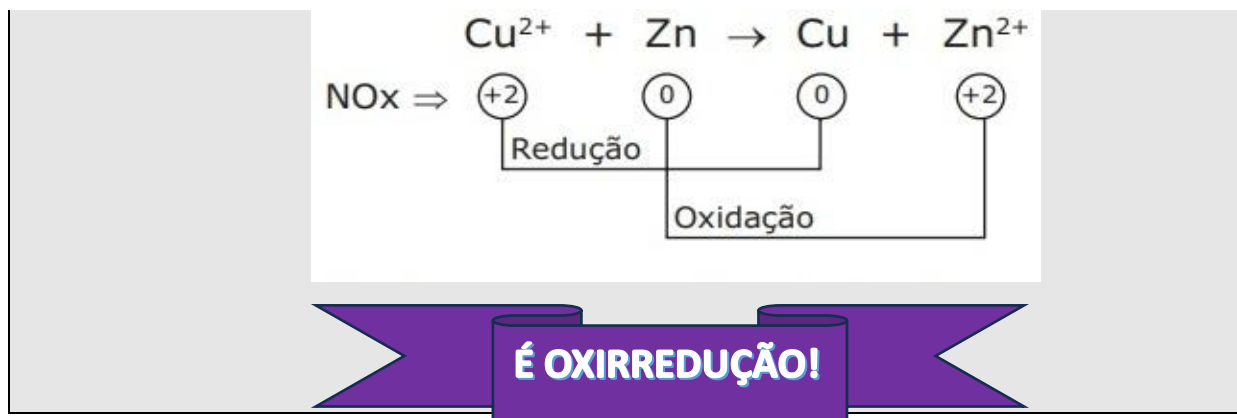


A etapa final o cálculo de x é:

$$+2 + x + (-8) = 0 \rightarrow x = 8 - 2 = 6 \rightarrow x = +6$$

Essa carga será dividida por apenas um átomo do elemento enxofre. O NÚMERO DE OXIDAÇÃO calculado é +6.

Enfim, os NÚMEROS DE OXIDAÇÃO são úteis, pois são maneiras de identificarem-se reações de OXIDAÇÃO-REDUÇÃO.



Este tópico expõe as principais regras para a determinação do número de oxidação, proporcionando uma base sólida para a compreensão dos temas subsequentes abordados neste livro.

5.3 As tecnologias redox e aplicações no cotidiano, na construção do LPD

O livro aborda tecnologias resultantes do avanço em oxirredução, focando em temas comuns nos livros didáticos do ensino básico: bafômetro, combustão, corrosão e metalurgia. Outros temas também são relevantes, mas estes já permitem organizar uma ideia inicial sobre o tema com base nos modelos analisados anteriormente.

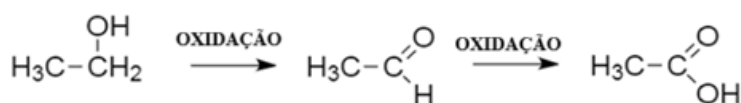
5.3.1 Bafômetro na construção do LPD

Para explicar o bafômetro, é essencial abordar a oxidação do etanol no corpo e a mudança de cor devido à variação no número de oxidação do cromo.

Em princípio o trecho que destaca a oxidação do etanol no livro é (ver página 21 do produto):

Ao consumir o etanol, no organismo, ocorre reação de OXIDAÇÃO.

Verifica-se a saída de hidrogênio do etanol para o etanal (substância que faz parte da função orgânica aldeído) e depois entrada de oxigênio do etanal para o ácido etanóico (substância que faz parte da função orgânica ácido carboxílico).



O texto apresenta, por meio das equações, que a quantidade de átomos de oxigênio aumenta durante a oxidação total, fazendo referência ao modelo do oxigênio. Outra opção, mais complexa, é calcular o número de oxidação do carbono e verificar sua mudança para identificar a oxidação.

A reação entre dicromato de potássio e álcool em várias concentrações produziu sulfato de cromo com diferentes tons de verde. A relação entre a reação e a concentração de álcool comprova o funcionamento do bafômetro por meio de uma transformação redox. O livro destaca (ver página 22 do produto):

Ao simular a reação com álcool em concentrações variadas, nota-se a reação através de diferentes tonalidades dos produtos.



Figura 10: Teste da reação dicromato de potássio com diferentes concentrações de álcool

É claro que a quantidade de álcool oxidada é exibida no bafômetro e é determinada pela estequiometria dos reagentes, portanto, essas reações são detectadas por sensores.

A operação deste dispositivo se baseia nessas reações redox e se dá através da transferência de elétrons, que é confirmada pela alteração no número de oxidação das espécies.

Esse é um ponto fundamental do livro, em que a experimentação potencializa o entendimento do texto. A ideia é tornar o assunto mais atraente e interessante, destacando experimentos que simulam essas reações no bafômetro.

5.3.2 Combustão na construção do LPD

O livro paradidático destaca as reações de combustão por serem comuns no cotidiano. É fundamental distinguir entre combustível e comburente no texto. O texto enfatiza este ponto (ver página 24 do produto):

O comburente é encontrado no ar na forma de gás oxigênio.

Normalmente, o oxigênio é extraído do ar atmosférico, que contém cerca de 21% de oxigênio.

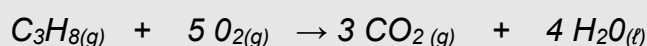
Nas queimadas o combustível é o próprio mato (árvores e folhas secas).

O combustível contém substâncias que serão consumidas durante a combustão. Pode ser em forma de sólido, líquido ou gás.

Dois aspectos relevantes são destacados também ao discorrer do assunto: a queima incompleta e a transformação de energia utilizando o calor.

A combustão incompleta ocorre quando há pouco oxigênio, resultando em oxidação parcial. Já na combustão completa, a oxidação é total. O livro mostra e explica o fenômeno utilizando equações balanceadas e discutindo as informações (ver páginas 26 e 27 do produto):

Devemos sugerir uma ocorrência de combustão completa, que ocorrerá quando houver excesso de gás oxigênio no ambiente.



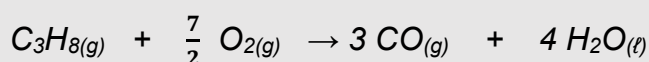
A equação representa a queima completa do propano, um dos componentes presente no gás de cozinha (GLP).

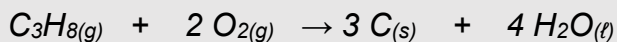
A formação das moléculas de gás carbônico indica a oxidação total dos átomos de carbono na molécula de propano, sendo assim, no dióxido de carbono os átomos de carbono receberá o máximo de átomos de oxigênio por molécula.

Fica evidenciado que o caminho da combustão será em função do ganho de oxigênio dos átomos de carbono.

E se o ambiente onde ocorre a oxidação tiver uma quantidade reduzida de gás oxigênio ocorrerá uma combustão parcial ou incompleta, que pode resultar na produção de monóxido de carbono ou carvão.

Essas combustões incompletas podem ser equacionadas de duas formas:





Se for adotado como referência a combustão de 1 mol de propano, observa-se que a estequiometria requer um ambiente com 5 mols ou mais de gás oxigênio para uma combustão completa.

No entanto, para ocorrer uma combustão incompleta, o ambiente necessita de 3,5 mols ou 2 mols do comburente, ou seja, um ambiente com menor quantidade de gás oxigênio.



Figura 14: combustão completa e incompleta

O calor é energia que pode ser convertida em trabalho, como movimentar um motor. O livro então mostra a tecnologia existente no funcionamento do motor (ver página 28 do produto):

Essa reação redox contribui no avanço de novas tecnologias: como os motores de combustão interna que são movidos a gasolina e diesel e movimentam veículos e equipamentos; as usinas de energia movidas a carvão e gás natural e petróleo geram eletricidade para nossas residências e indústrias que são alguns exemplos de aplicação útil para vida e existência do ser humano.

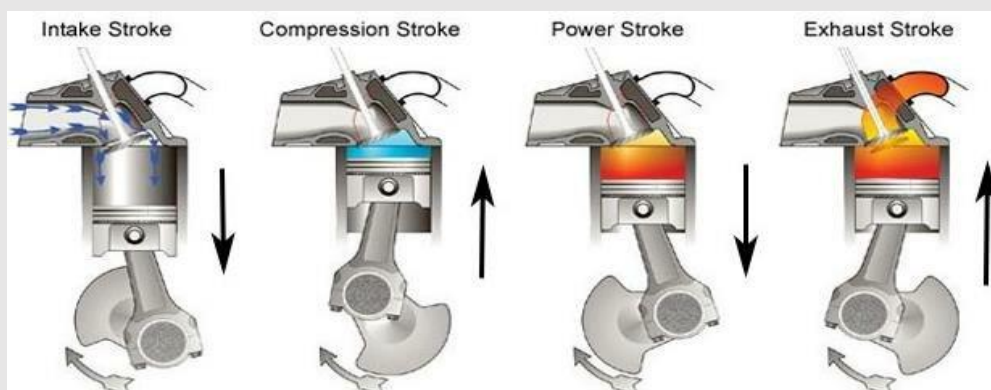
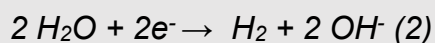
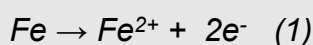


Figura 15: combustão no motor

5.3.3 Corrosão na construção do LPD

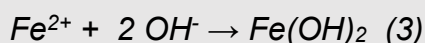
O destaque do livro em que corrosão não é apenas ferrugem é um enfoque proposital que busca ampliar ao leitor o conceito de corrosão. Deixa-se claro que se a corrosão ocorrer no ferro é ferrugem, mas se ocorrer em outro metal é uma reação de redox do metal que sofre oxidação. Um ponto relevante da transposição didática é o trecho do livro (ver páginas 30 e 31 do produto):

Então podemos representar a formação da ferrugem em meio aquoso pela equação:



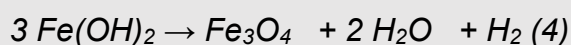
A equação (1) trata-se de uma reação anódica, ocorrendo a oxidação (migração dos ions Fe^{2+} para o cátodo) e na equação (2) nós representamos a reação catódica, onde ocorre a redução (ions OH^- direcionan-se para o ânodo).

O resultado de todo o processo é inicialmente a formação do hidróxido ferroso na equação (3):

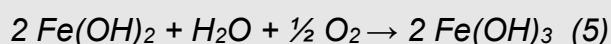


A partir desse momento o teor de oxigênio no meio é que define os produtos finais.

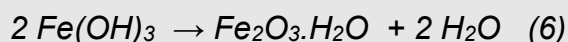
Em presença de baixo teor de oxigênio, podemos representar a equação:



Caso o teor de oxigênio seja alto, tem-se:



Logo,



Portanto, o produto final da corrosão, ou seja, a ferrugem, consiste nos compostos Fe_3O_4 (coloração preta), conforme equação (4) e $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (coloração alaranjada ou castanho-avermelhada), de acordo com o que foi mostrado nas equações (5) e (6).



Figura 18: coloração da ferrugem

Neste ponto, destacamos as equações químicas responsáveis pela formação da ferrugem e apresentamos uma imagem ilustrando sua coloração. Essa abordagem evidencia-se no cotidiano do estudante e proporciona maior clareza, favorecendo uma compreensão mais eficiente e objetiva do tema abordado.

5.3.4 Metalurgia na construção do LPD

A metalurgia é fundamental para as reações de oxirredução. Os metais, essenciais na fabricação de dispositivos eletrônicos, são encontrados na natureza em forma oxidada e precisam ser reduzidos para uso industrial. No trecho (ver páginas 33 e 34 do produto):

Para obtenção do ferro, o agente redutor normalmente é o carvão, o ramo da metalurgia é chamado de SIDERURGICA e o produto final é o aço.

O chamado processo de fundição é muito famoso como sistema de obtenção do ferro. Esta técnica envolvia a queima de uma combinação de minério de ferro (os óxidos, magnetita $[Fe_3O_4]$ e hematita $[Fe_2O_3]$), carvão mineral e calcário em fornos de argila, resultando na produção de ferro gusa e cinzas.

Povos Africanos contribuíram para desenvolvimento tecnológico e na atualidade temos na siderurgica o chamado alto forno que funcionam em elevada temperatura.

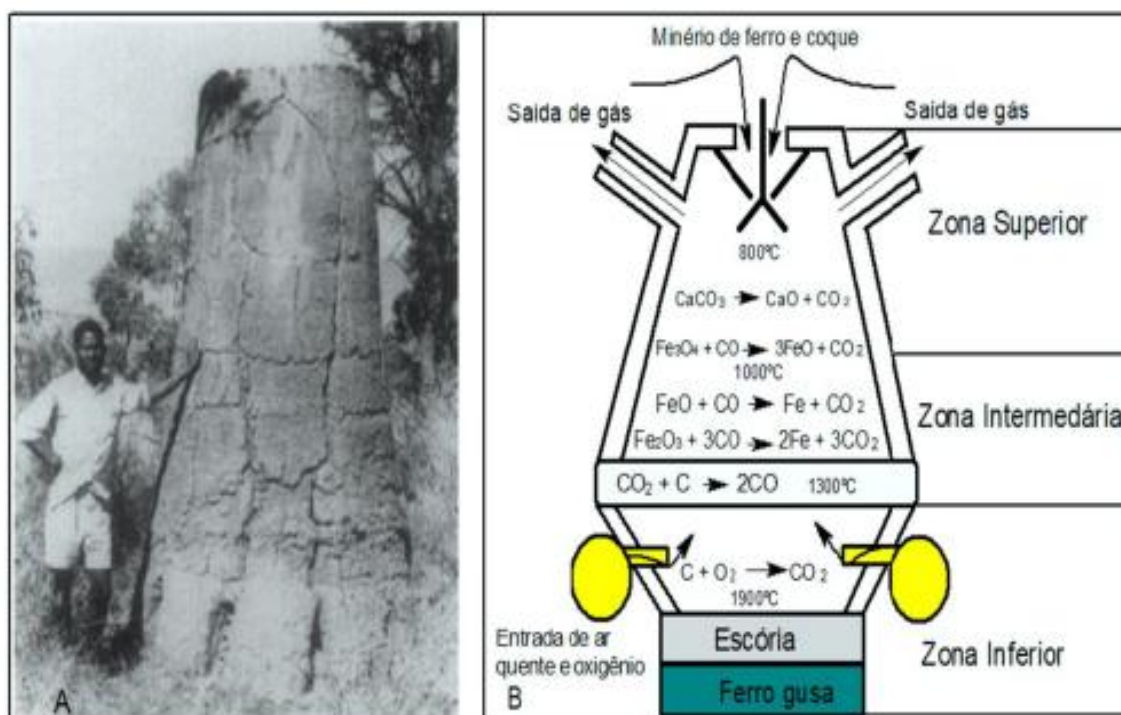
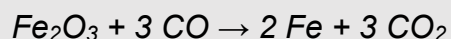


Figura 20: o ferreiro africano e reações no forno de mineração.

Inúmeras reações REDOX ocorrem no sistema pois o ferro precisa desincorporar (separar) do oxigênio.

A reação geral REDOX é dado por:



A queima do carvão aquecia o forno, produzindo vapores de minério de ferro que se espalhavam pelo interior, onde o óxido de ferro era dissolvido, resultando na produção de ferro metálico.

Ao queimar o carvão, o monóxido de carbono (CO) era produzido, contribuindo para a REDUÇÃO dos minérios de ferro e ferro ao Fe^0 (forma reduzida do ferro).

As reações REDOX no alto forno são identificadas pela saída de oxigênio incorporado ao ferro no óxido.

A queima do carvão produz o monóxido de carbono que é o AGENTE REDUTOR, promovendo a REDUÇÃO do ferro.

O NÚMERO DE OXIDAÇÃO do ferro diminui durante o processo de ganho de elétrons.

O livro apresenta a siderurgia como atividade central da metalúrgica e descreve as equações e o funcionamento do alto-forno. A extração do metal a partir do minério ocorre por

meio de uma reação de oxirredução, sendo também apresentados no texto modelos aplicáveis à obtenção de outros metais.

5.4 As tecnologias redox e a eletroquímica na construção do LPD

A eletroquímica é o assunto mais discutido no ensino básico, quando se trata do fenômeno de oxirredução. A abordagem em termos de energia e a classificação em áreas foi o primeiro tópico a ser descrito. Temos então (ver página 35 do produto):

É um sistema em que a reação de OXIRREDUÇÃO gera um fluxo de elétrons em que permite montar dispositivos como pilhas (gerar energia elétrica) ou sistemas eletrolíticos (produção de gás hidrogênio na eletrólise e outras aplicações).

Em uma célula eletroquímica corre transformação de ENERGIA química em ENERGIA elétrica e vice-versa.

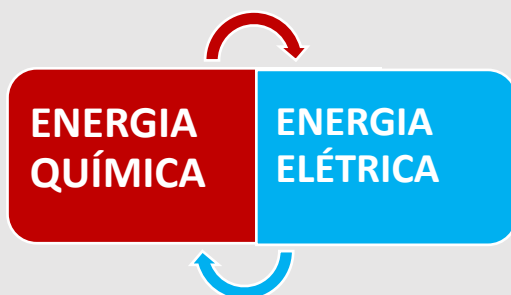


Figura 21: a conversão de energia.

A eletroquímica é a parte da termodinâmica que trata das reações capazes de produzir corrente elétrica ou das reações, que para ocorrerem necessita de corrente elétrica.



Figura 22: classificação da eletroquímica

As pilhas e baterias, também chamadas de células Galvânicas/Voltaicas, desempenham um papel crucial em nossa vida cotidiana, fornecendo energia portátil para uma ampla gama de dispositivos eletrônicos, desde lanternas até smartphones.

Esses dispositivos funcionam com base em reações REDOX, onde ocorre a transferência de elétrons entre componentes químicos, eles transformam ENERGIA química em ENERGIA elétrica.

A conversão de energia é central ideia da eletroquímica e envolve transferência real de elétrons, o que pode ser facilmente comprovado por experimentação. Para situar o leitor é necessário separar o sistema que produz energia daqueles que necessitam de energia para funcionar.

É proposto em seguida uma classificação. Ela define claramente: célula eletroquímica é o termo geral que abrange células eletrolíticas (eletrólise) e células galvânicas ou voltaicas (pilhas). Esse sistema de nomenclatura é fundamental na resolução de problemas e em pesquisas sobre esses dispositivos, logo, o livro paradidático destaca o que não é feito nos livros didáticos.

5.4.1 Pilhas – O dispositivo na construção do LPD

O reconhecimento de um modelo histórico da pilha possibilita a compreensão do desenvolvimento físico desse dispositivo, além de justificar a denominação de célula “galvânica” ou “voltaica”, atribuída em homenagem aos seus inventores. Os leitores devem compreender que o objetivo era gerar energia elétrica, sendo o conhecimento em oxirredução essencial para o desenvolvimento desse dispositivo.

No texto destaca-se (ver páginas 36 e 37 do produto):

O termo “célula galvânica” pode ser utilizado para pilhas e baterias em homenagem a Luigi Aloísio Galvani que também contribuiu para evolução desse dispositivo.

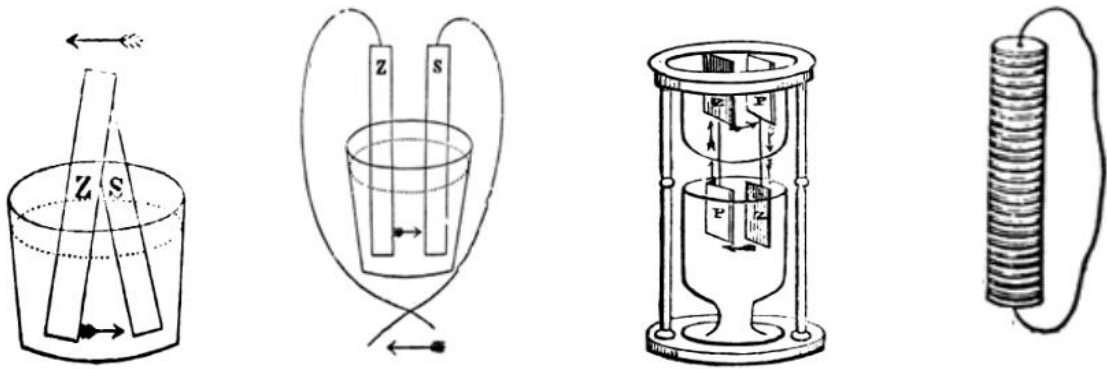


Figura 23: evolução da célula motada por Galvani

Porém, foi John F. Daniell que desenvolveu essa célula para atuar como forma de fornecer ENERGIA constante.

Em aproximadamente dez anos de trabalho, Daniell chega a uma versão final de sua pilha com um eletrodo de zinco amalgado e um eletrólito de ácido sulfúrico diluído, e outro eletrodo de cobre em contato com uma solução ácida de sulfato de cobre.

Um recipiente de argila porosa separava os eletrólitos.

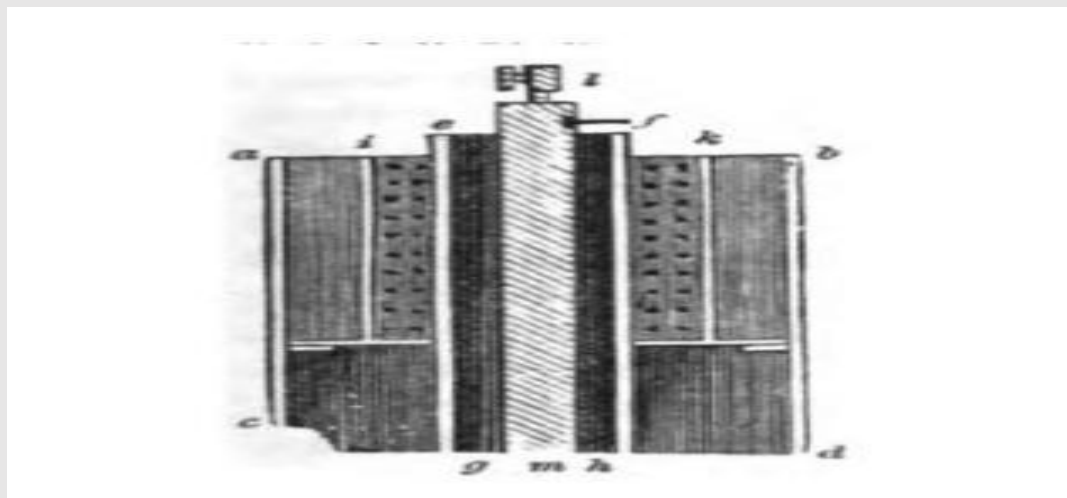


Figura 24: versão final da pilha montada por Daniel

Foi Daniell quem otimizou o dispositivo e passou a produzir corrente por muito mais tempo, sendo aproveitada para o funcionamento do telégrafo elétrico na época.

Para obter esse resultado ele associou em série suas pilhas desenvolvendo algo de melhor performance.

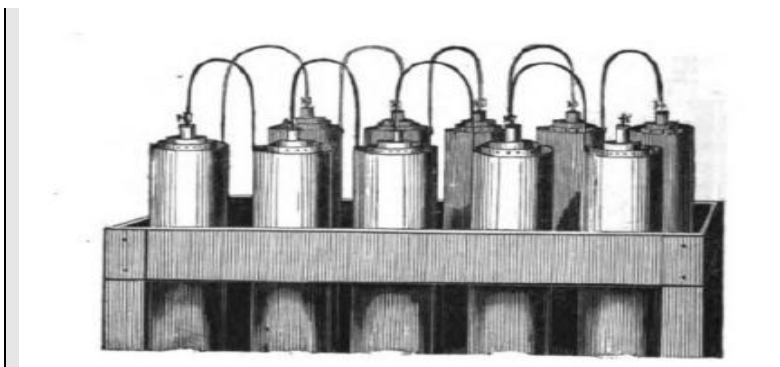


Figura 25: versão otimizada da pilha de Daniel

O texto mostra que a pilha foi aperfeiçoada ao decorrer do tempo, sendo a bateria um resultado dessa evolução.

5.4.2 Pilhas – As reações redox na construção do LPD

Inicialmente o texto destaca a energia de Gibbs como forma de espontaneidade para reações redox que ocorrem em uma pilha. Embora a tabela de potencial de redução seja a mais utilizada no ensino básico no estudo desses dispositivos, o texto mostra a relação entre o sinal da variação da energia de Gibbs com o sinal da variação de potencial de redução, que no caso, são opostos.

As equações de redução e de oxidação são esquematizadas em funções do mecanismo de aumento e diminuição do número de oxidação. As reações são descritas literalmente, de forma genérica, na forma de textos (ver página 39 do produto):

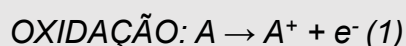
Para descrever melhor uma pilha típica, ocorrem duas meias-reações redox, uma em cada eletrodo:

No eletrodo negativo (ÂNODO): neste local ocorre a oxidação, resultando na perda de elétrons.

Esse eletrodo é o de menor potencial de REDUÇÃO.

Isso gera íons carregados positivamente, chamados cátions, e elétrons livres durante o funcionamento.

A equação REDOX típica no ânodo é representada “genericamente” como:

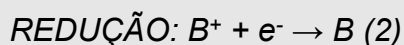


A^+ possui o número de oxidação maior que A , logo concluímos que ocorreu OXIDAÇÃO da espécie no eletrodo.

Eletrodo positivo (CÁTODO): neste local ocorre a redução, onde os íons e os elétrons livres se combinam para formar um novo composto.

Esse eletrodo é o de maior POTENCIAL DE REDUÇÃO.

A equação REDOX típica no cátodo é representada genericamente como:



B possui o número de oxidação menor que B^+ , logo concluímos que ocorreu redução no local.

O texto apresenta um esquema para as reações e por consequência a ilustração da pilha de Daniel (ver página 40 do produto):

Um esquema REDOX resumido pode ser idealizado:

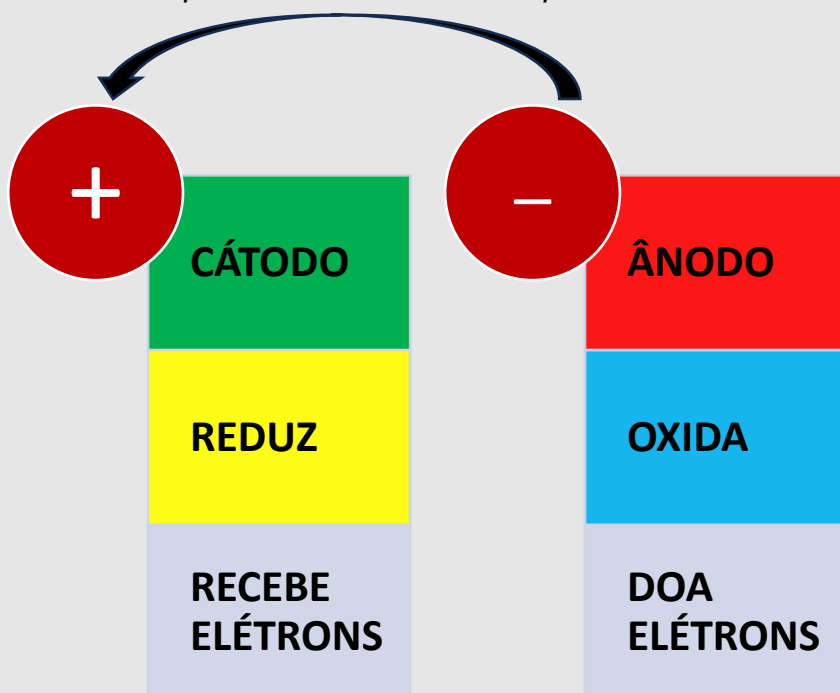


Figura 28: esquema redox

A pilha de Daniel é ilustrada atualmente da seguinte maneira:

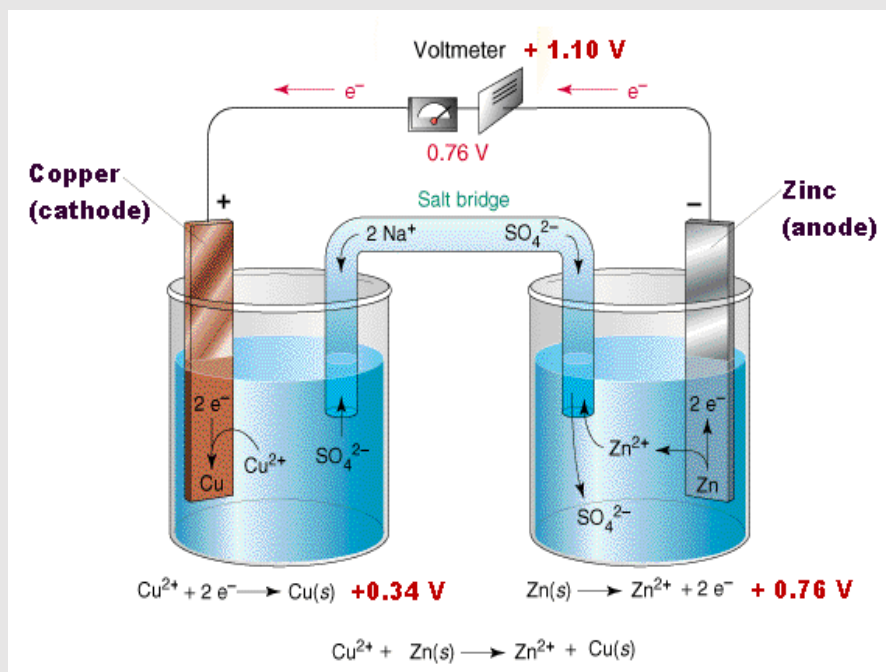


Figura 29: esquema da pilha de Daniel

Fonte: Chemistry LibreTexts

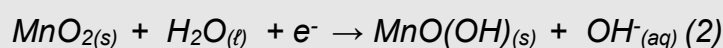
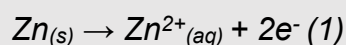
A ideia é simplificar ao leitor a maneira essas reações acontecem espontaneamente, permitindo assim a percepção do movimento dos elétrons. Cada parte do sistema tem uma função que pode permitir uma oxidação ou uma redução, tudo dependerá do tipo de material que a pilha for constituída.

A ilustração da pilha de Daniel também fornece uma forma de verificar o que aconteceu após a reação, ou seja, a corrosão e desgaste nos eletrodos. Isso é coincidente com os efeitos reais que ocorrem no cotidiano.

Um diferencial proposto na etapa das reações é mostrar as ilustrações (ver páginas 41,42 e 43 do produto) e descrever o funcionamento das pilhas modernas.

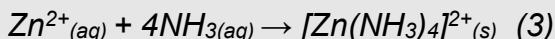
A pilha comum ou a pilha padrão possui um invólucro de zinco que serve como ÂNODO.

No interior da pilha existe um eletrodo de grafite inerte em contato com uma pasta de óxido manganês que serve como cátodo.

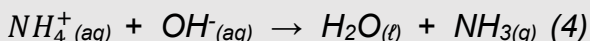


Essas são as reações principais onde o zinco sofre OXIDAÇÃO e o óxido de manganês sofre REDUÇÃO.

Entretanto, temos reações secundárias:



O zinco oxidado acaba associando a amônia (quem vem do cloreto de amônia também presente na pasta) e formando um complexo de zinco.



O OH⁻ é capturado pelo NH₄⁺ formando água e amônia gasosa.

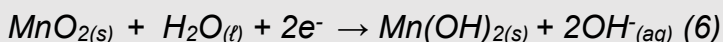
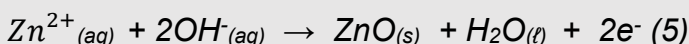
Essa é uma pilha que corre o risco de explodir pela presença do produto gasoso formado na reação secundária, logo não devemos armazená-la em locais aquecidos.



Figura 30: uma pilha comum

O potencial máximo dessa pilha é 1,5 V e pode durar bastante, dependendo do aparelho que vai utilizá-la.

A pilha alcalina se diferencia da pilha comum por possuir OH⁻ na reação direta. As principais reações em uma pilha alcalina são:



Os elétrons liberados na OXIDAÇÃO são utilizados na redução do óxido de manganês.

Em vez de 1 mol de elétrons como na pilha comum, são utilizados 2 mols de elétrons e formado o hidróxido de manganês.

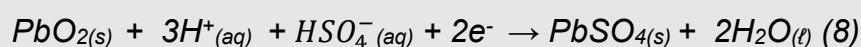
A denominação pilha alcalina vem da participação do OH⁻ nas duas etapas, também não temos reações secundárias e a pilha não tem risco de explosão pois não forma amônia gasosa.



Figura 31: uma pilha alcalina

O potencial dessa pilha também é 1,5 V (igual ao da pilha comum), porém o consumo dos reagentes é mais lento, fazendo assim que a pilha dure mais tempo (um tempo de vida útil maior).

A bateria de automóvel é também chamada de bateria “chumbo-ácido”, pois é regida pelas reações:



Essas equações descrevem uma pilha de potencial 2,0 V.

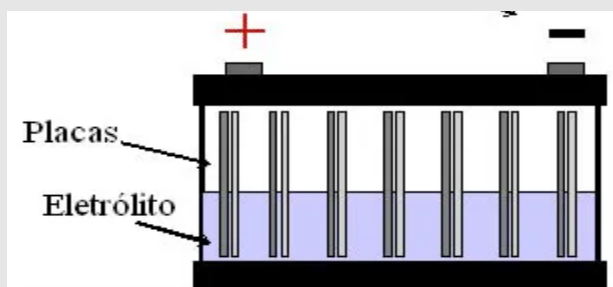


Figura 32: ilustração da bateria de um carro

Para formar a bateria é necessário associar 6 placas de chumbo adequadamente, produzindo assim 12 V.

A bateria é recarregável, logo, o sulfato de chumbo produzido nas duas etapas pode regenerar o chumbo e o óxido de chumbo.

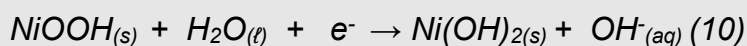
Se a bateria ficar muito tempo sem uso o sulfato de chumbo poderá incrustar danificando assim o sistema.

Por último podemos citar a bateria Níquel-metal-hidreto, onde esse metal costuma ser um metal de transição como cobalto.



Figura 33: a pilha recarregável

Temos as reações:



No ensino básico as reações estudadas têm como referência a pilha de Daniel, sendo assim, o fragmento destacado fornece reações que ocorrem nas pilhas comuns, alcalinas, bateria do carro e pilha recarregável. O foco principal do texto é demonstrar, por equações, a oxirredução em cada dispositivo. Esses dispositivos são responsáveis por formar a nossa tecnologia atual, justificando assim como ponto importante da transposição didática feita do assunto.

As reações que ocorrem em células combustíveis são colocadas no texto e possuem a finalidade de potencializar o tema de conversão de energia química em eletricidade. Com os carros elétricos assumindo o protagonismo da indústria automobilística, o assunto células combustíveis merecem destaque.

A célula combustível de hidrogênio é destacada no livro (ver páginas 45 e 46 do produto):

A célula a combustível como sistema de conversão de energia foi inventada por Sir William Grove no século XIX.

O gás molecular Hidrogênio (H_2) é o principal combustível, obtido normalmente por eletrólise, também o metanol pode ser utilizado em um tipo de célula específica.

O outro gás que participa da reação é o gás molecular Oxigênio (O_2), obtido do ar.

As reações de conversão de energia são reações de oxirredução e visa aproveitar os elétrons para produzir eletricidade.

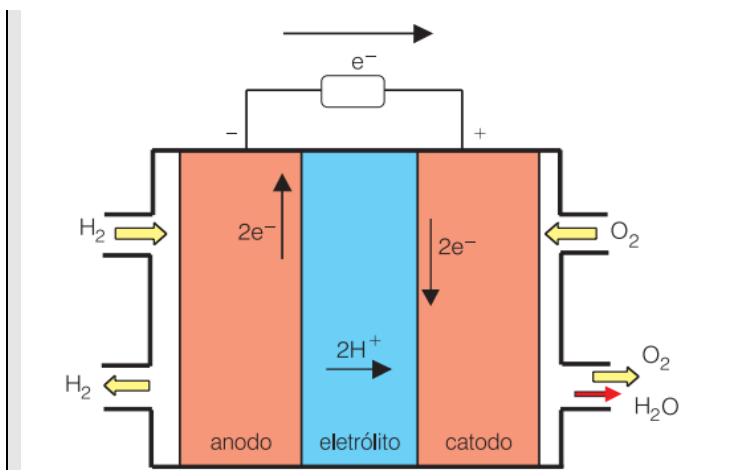


Figura 35: esquema de uma célula combustível hidrogênio/oxigênio.

A proposta é fornecer ao leitor uma base teórica para entender o funcionamento com outros tipos de combustíveis.

5.4.3 Eletrólise – A célula eletrolítica na construção do LPD

A eletrólise é destacada no livro por depender de energia elétrica para realizar reações redox. Muitos dispositivos usam eletricidade, e as oxirreduções em células eletrolíticas ocorrem devido a essa dependência.

Esta parte do texto apresenta os principais componentes do sistema eletrolítico (ver página 48 do produto):

O ÂNODO da célula é o eletrodo positivo e vai atrair os ânions de maior POTENCIAL DE OXIDAÇÃO da solução, promovendo uma oxidação dessas espécies.

O CÁTODO da célula é o eletrodo negativo e vai atrair os cátions com maior POTENCIAL DE REDUÇÃO, promovendo a redução no local.

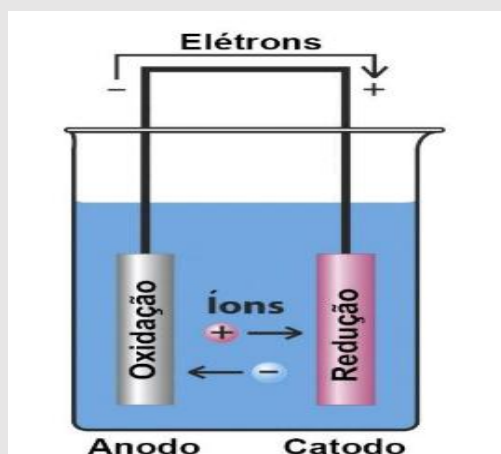
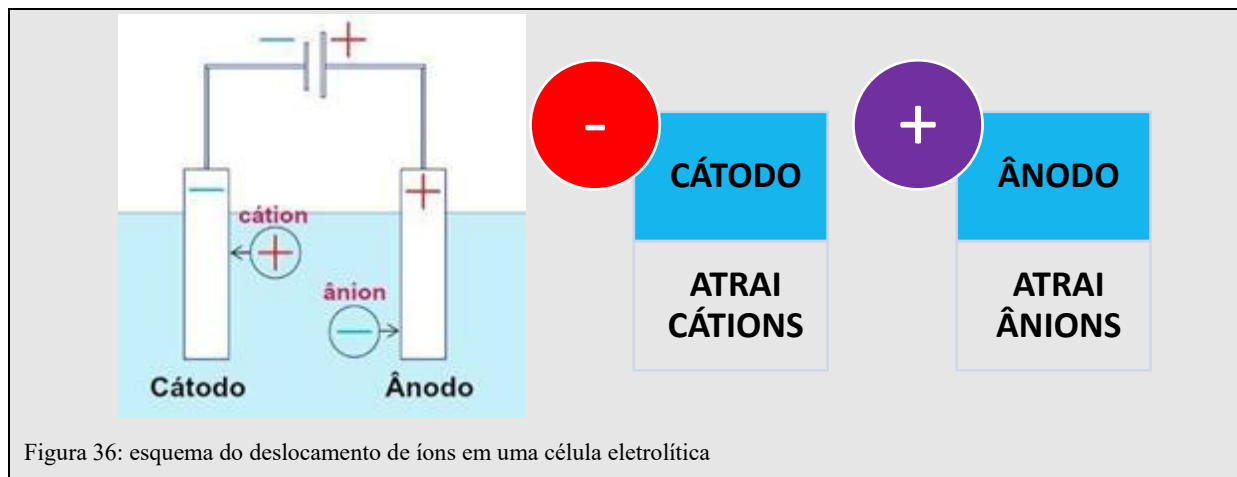


Figura 35: esquema de uma célula eletrolítica. (ATKINS; JONES - 2012).

A ideia principal do texto é divulgar o que ocorre em cada eletrodo, bem como trabalhar as equações redox em cada situação.

Um esquema final (ver página 49 do produto), define que:



A corrente elétrica gera reações não espontâneas no sistema, resultando em reações redox. O texto esclarece como as espécies se oxidam e reduzem, facilitando a compreensão da eletroquímica por meio de informações simplificadas na transposição didática.

As reações redox em uma célula eletrolítica geram produtos, como na galvanoplastia e na produção de hidrogênio.

A seguir temos uma parte do livro (ver páginas 50 e 51 do produto):

A eletrodeposição do ouro em bijuterias é um exemplo de reação REDOX que ocorre dentro de uma célula eletrolítica.

No esquema uma fina camada de ouro é depositada sobre a bijuteria.

O fenômeno é chamado de eletrodeposição, o CÁTODO REDUZ os íons ouro da solução e no ÂNODO OXIDA a peça de ouro metálico.

A seguir o sistema eletroquímico:

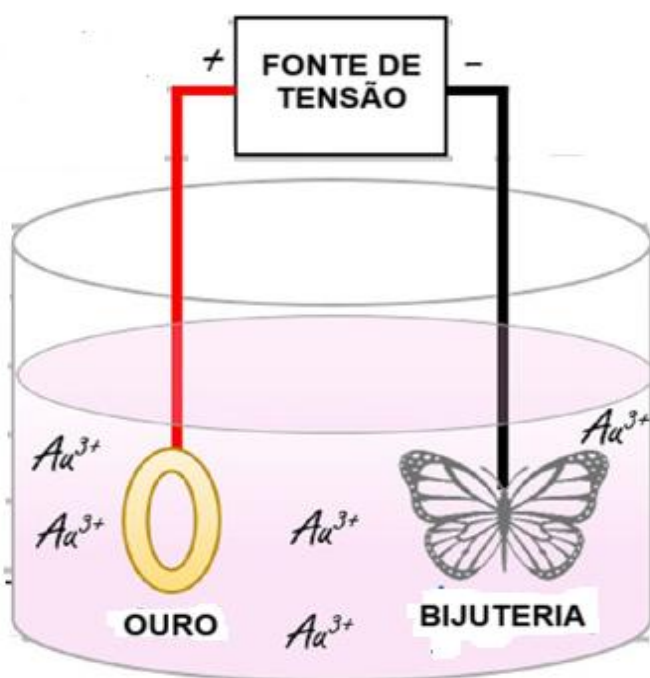


Figura 37: esquema de uma célula eletrolítica ocorrendo eletrodeposição

Em detalhe a célula eletrolítica utilizada no banho de ouro:

- Fonte de tensão;
- Ânodo: peça de ouro;
- Cátodo: bijuteria;
- Eletrólito: solução com íons Au^{3+} dissolvido.

O CÁTODO é o eletrodo mais importante, e é onde ocorre a REDUÇÃO dos íons Au^{3+} :



No ÂNODO a peça metálica sofre OXIDAÇÃO, produzindo íons ouro para solução:



Ocorre, portanto, o ganho de elétrons e de acordo com a lei de Faraday (1 mol de elétrons possui carga de 96500 C) são depositados 197 g de ouro para carga gerada por 3 mols de elétrons recebidos.

197 g (massa de 1 mol) ----- 3 x 96500 C (carga de 3 mols de elétrons).

De acordo com a relação $Q = i \times t$ (carga é igual a corrente multiplicada pelo tempo), podemos depositar, por exemplo, 2 g de ouro em uma bijuteria controlando uma corrente elétrica de 1 A, em aproximadamente 49 minutos.

$$197 \text{ g} \text{ ----- } 3 \times 96500 \text{ C}$$

$$2 \text{ g} \text{ ----- } X$$

$$X = 2939 \text{ C (carga necessária para depositar 2 g)}$$

Aplicando a expressão: $Q = i \times t$ e utilizando uma corrente hipotética de 1A.

$$2939 = 1 \times t \quad \text{logo} \rightarrow t = 2939 \text{ s (equivalente a aproximadamente 49 min)}.$$

Neste trecho, o livro incentiva o leitor a aplicar o conhecimento sobre células eletrolíticas, agora usando o ouro como exemplo do metal submetido à reação redox. Para facilitar a aprendizagem, apresenta-se um cálculo teórico da massa de ouro depositada, integrando teoria e prática no processo industrial.

A produção de hidrogênio é mencionada como um processo no qual este combustível não gera componentes tóxicos quando queimado. A tecnologia PEM (membrana por troca de prótons) envolve reações redox que produzem hidrogênio a partir da água.

A ilustração da membrana, juntamente com as equações (ver páginas 53 e 54 do produto), busca facilitar o entendimento do processo de produção do gás hidrogênio.

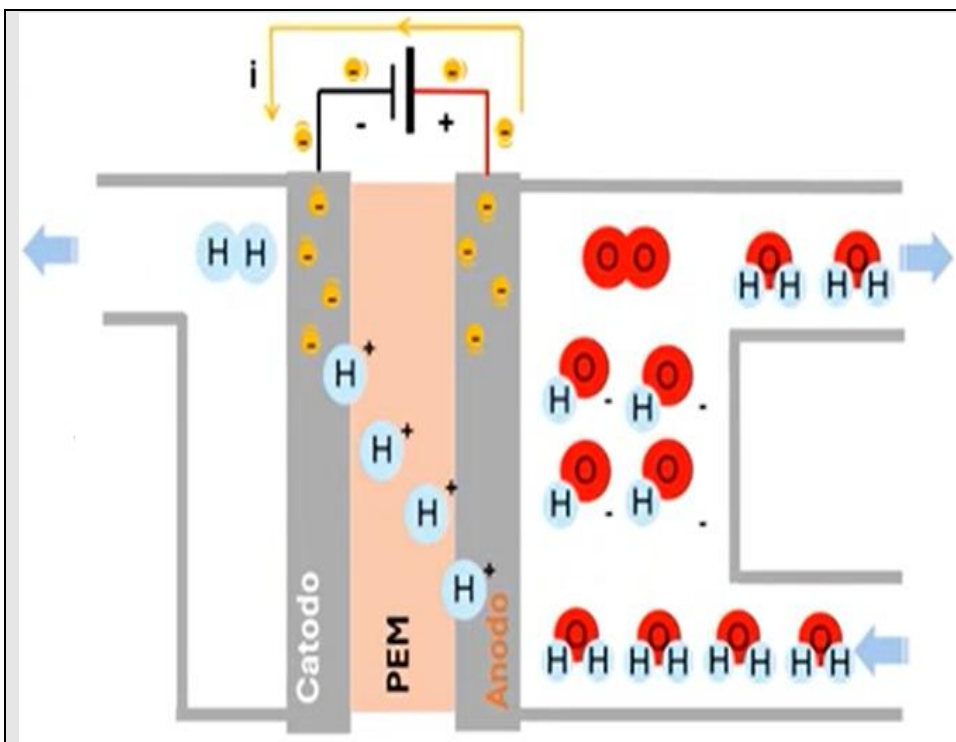
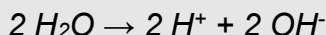
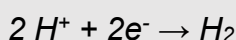


Figura 40: eletrólise PEM

O ELETROLISADOR PEM recebe água destilada no ÂNODO (catalisadores) e ocorre a quebra das moléculas de água em íons H^+ e OH^- por uma corrente de tensão contínua.

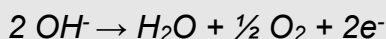


A membrana PEM permite a passagem apenas dos íons H^+ em direção ao CÁTODO (CÁTODO negativo atrai cátions).



O gás hidrogênio é formado no CÁTODO devido a uma reação de REDUÇÃO (ganho de elétrons).

Os íons OH^- perdem elétrons por OXIDAÇÃO no ÂNODO, produzindo água e liberando gás oxigênio para o meio ambiente.

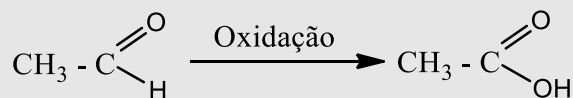


A água formada pode reiniciar o processo.

A eletrólise é relevante para a indústria, e livros que conectam teoria à prática facilitam o aprendizado.

5.5 Oxirredução e vida: A química orgânica na construção do LPD

A química orgânica estuda as reações redox essenciais à vida e a presença de compostos orgânicos nos reinos animal e vegetal. Portanto, o livro relata essas transformações que ocorrem na química orgânica. Opta-se por trabalhar as principais modificações nas estruturas orgânicas após a oxirredução (ver página 56 do produto), por exemplo:



O texto mostra que a oxidação ocorre pela adição de oxigênio, convertendo um aldeído em ácido carboxílico. Os leitores podem associar essa mudança ao modelo do oxigênio, já que o número de oxidação do carbono é mais complexo em moléculas orgânicas.

O livro propõe o estudo da oxirredução em algumas funções orgânicas como álcoois, aldeídos, cetonas e alcenos.

Um exemplo que destaca oxirredução e vida é um fragmento do texto (ver página 58 do produto):

Dois aspectos são importantes sobre as reações de redução das funções carboniladas:

- *são reações que participam do metabolismo de seres vivos.*
- *em geral, são reações que tem ΔH positivo, ou seja, são endotérmicas: exigem gasto de energia.*
- *são pouquíssimas as exceções*

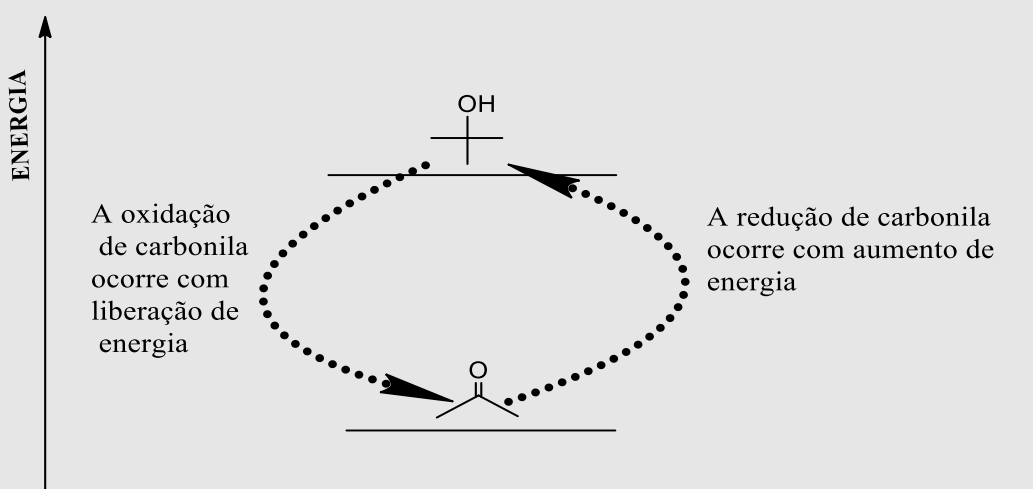


Figura 42: energia envolvida na redução e oxidação da carbonila.

Para que a redução ocorra é necessária a transferência de elétrons (a espécie reduzida recebe elétrons).

O texto afirma que a reação ocorre por meio da absorção de energia, viabilizada pela transferência de elétrons via agentes redutores. É relacionado os principais agentes oxidantes e redutores no metabolismo. Finalmente é explicado, através da oxirredução, a etapa clara e escura da fotossíntese.

CONCLUSÕES

Conclui-se que a produção deste livro paradidático sobre oxirredução foi fundamental para superar obstáculos de aprendizagem relacionados à aplicação desse conteúdo em diferentes campos da ciência, tecnologia e cotidiano. O material complementa os recursos didáticos tradicionais, ao abordar a oxirredução de modo integrado nas diversas áreas da química, evidenciando o papel central das reações redox na compreensão de fenômenos naturais, tecnológicos e biológicos, como a respiração celular, corrosão, combustão e o funcionamento de dispositivos eletroquímicos. A análise dos diferentes modelos explicativos — oxigênio, hidrogênio, transferência de elétrons e número de oxidação — permitiu ampliar a compreensão das reações redox e destacar suas múltiplas aplicações e limitações.

A articulação entre teoria e exemplos práticos, como o bafômetro, pilhas, baterias, eletrólise e processos industriais, reforçou a relevância do tema tanto no cotidiano como na tecnologia. Com base nas referências consultadas, a elaboração deste livro paradidático configura-se como um material promissor e relevante para superar a concepção limitada de que oxirredução se resume apenas à alteração do número de oxidação.

Com base nas referências analisadas, a elaboração deste livro paradidático se mostra promissora e relevante ao ultrapassar a ideia de que oxirredução se resume apenas à variação do número de oxidação, promovendo uma compreensão mais ampla do tema em consonância com o que foi apresentado no resumo.

O enfoque na eletroquímica, bem como nas transformações orgânicas e metabólicas, evidenciou a importância das reações redox para a manutenção da vida e para o avanço científico e tecnológico. Assim, o material proporcionou uma formação integrada, estimulando o interesse e a compreensão dos processos de oxirredução em diferentes contextos da química. Destaca-se ainda que a elaboração dos textos ampliou a abordagem dos mecanismos de oxirredução, tornando o número de oxidação apenas uma das ferramentas disponíveis, mas não a única.

Cada área do conhecimento adota o modelo mais adequado à sua realidade, o que contribuiu para diferenciar o produto durante o desenvolvimento do livro e possibilitou ao leitor uma conexão mais abrangente com o tema.

As reações de oxirredução abrangem vários temas para pesquisa, e o produto introduz o assunto de forma geral. Até agora, realizou-se apenas a transposição didática externa, transformando o saber científico em conteúdo para ensino. O próximo passo é fazer a transposição interna, tornando esse conhecimento aplicável na prática.

Os objetivos foram alcançados como um trabalho introdutório e motivador, essencial para formar pessoas interessadas em aprender e transformar seu ambiente por meio do conhecimento.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ALENCAR, Sônia Biaggi Alves de. *QuimiGui@: uma estratégia para elaboração de materiais didáticos textuais de química*. 2014. Dissertação (Mestrado em Ensino de Ciências Naturais) – Universidade Federal de Mato Grosso, Cuiabá, 2014.

ALVES-FILHO, José de Pinho. *Atividades experimentais: do método à prática construtivista*. Tese de Doutorado, Universidade Federal de Santa Catarina, Florianópolis, 2001.

ANSELME, Jean-Pierre. *Understanding Oxidation-Reduction in Organic Chemistry*. *Journal of Chemical Education*, v. 74, n. 1, p. 69-72, 1997.

ARNAUD, Anike Araujo. *A construção do conteúdo de reações redox em livros didáticos da educação básica*. Dissertação (Mestrado) PROFQUI – Universidade de São Paulo. São Paulo, 2019.

ARNAUD, Anike; FERNANDEZ, Carmen. *Dificuldades de aprendizagem de oxirredução e a abordagem do conteúdo em livros didáticos da educação básica brasileira*. *Revista Debates em Ensino de Química – REDEQUIM*, v. 10, n. 1, 2023.

ASTOLFI, Jean-Pierre; DEVELAY, Michel. *A Didática das Ciências*. Campinas: Papirus, 1990.

ATKINS, Peter; DE PAULA, Julio. *Físico-química*. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2014.

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química: Questionando a vida moderna*. Bookman, 5ª edição, Porto Alegre, 2012.

ATKINS, Peter; PAULA, Julio. *Físico-Química – Volume I*. LTC, 9ª edição, Rio de Janeiro, 2012.

ATKINS, Peter; PAULA, Julio. *Físico-Química – Volume II*. LTC, 8ª edição, Rio de Janeiro, 2008.

AUSUBEL, David Paul. *Educational psychology: a cognitive view*. 2. ed. New York: Holt, Rinehart and Winston, 1978.

AUSUBEL, David Paul. *Aquisição e retenção de conhecimento: uma perspectiva cognitiva*. São Paulo: Cultrix, 2000.

BAIRD, Colin; CANN, Michael. *Química ambiental*. 4. ed. Porto Alegre: Bookman, 2011.

BATISTA, Manoel Vanderson Vieira. *Integrando a Química aos cursos técnicos: um livro paradidático no auxílio à prática docente*. João Pessoa: Instituto Federal da Paraíba, 2022.

BONI, Renata Saponara. *A pilha de Alessandro Volta (1745-1827): diálogos e conflitos no final do século XVIII e início do século XIX*. 2008. 147 f. Dissertação (Mestrado em História da Ciência) – Pontifícia Universidade Católica de São Paulo, São Paulo, 2008.

BRAATHEN, Christian. *Hálito culpado: o princípio químico do bafômetro*. Química Nova na Escola, n. 5, pp. 35-38, 1997.

BRASIL. Lei nº 9.394, de 20 de dezembro de 1996. Estabelece as diretrizes e bases da educação nacional. *Diário Oficial da União*: seção 1, Brasília, DF, 23 dez. 1996. p. 33–41.

BRASIL. Ministério da Educação. Base Nacional Comum Curricular: Ensino Fundamental. Brasília: MEC, 2017.

BRASIL. Ministério da Educação. Base Nacional Comum Curricular. Brasília, DF: MEC, 2018. Disponível em: <http://basenacionalcomum.mec.gov.br>. Acesso em: 15 nov. 2025.

BRASIL. Ministério da Educação. *Base Nacional Comum Curricular*. Brasília: MEC, 2018.

BRIA, Marcelo Beni Vieira. *Elaboração do Livro Paradidático “50 Baldes de Urina e os Compostos Organofosforados: Senta Que Lá Vem História”*. Dissertação de mestrado. PROFQUI. Rio de Janeiro, 2020.

BRIA, Jéssica da Silva. *A construção de dispositivos didáticos como mediação entre o saber acadêmico e o saber escolar*. In: ENCONTRO NACIONAL DE PESQUISA EM EDUCAÇÃO EM CIÊNCIAS, 12., 2020. Anais [...]. p. 5.

BROWN, Theodore L.; LeMAY Jr., H. Eugene; BURSTEN, Bruce E.; MURPHY, Catherine J.; WOODWARD, Patrick M. *Química: a ciência central*. 13. ed. São Paulo: Pearson, 2018.

CALADO, Dione. *Modelo didático interativo do dogma central da biologia: uma proposta da transposição didática para o ensino médio*. Dissertação de mestrado. Universidade Federal de Mato Grosso do Sul. Campo Grande, MS, 2019.

CASTELLAN, Gilbert. *Físico – Química*. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos. 1977.

CASTELLAN, Gilbert. *Fundamentos de Físico-química*. Tradução: Cristina Maria Pereira, Roberto de Barros Faria. LTC, 4ª edição, Rio de Janeiro, 1986.

CASTRO, Deyvid Farias. *Estudo da corrosão do aço 1020 no solo natural argiloso da Região Amazônica*. Manaus: Universidade Federal do Amazonas, 2013. 83p.

CHEVALLARD, Yves. *La transposition didactique: du savoir savant au savoir enseigné*. Grenoble: Éditions Pensée Sauvage, 1991.

DE JONG, Onno; ACAMPO, Jan; VERDONK, Adri H. *Problems in teaching the topic of redox reactions: actions and conceptions of chemistry teachers*. Journal of Research in Science Teaching, v. 33, n. 10, p. 1097-1110, 1995.

DE JONG, Onno; TREAGUST, David; CHANDLER, Paul. *The development of students' conceptual understanding and critical thinking in chemistry*. Journal of Chemical Education, v. 72, n. 5, p. 422-428, 1995.

DUARTE, João.; RADÜNZ, Fernanda.; RODRIGUES, Tiago.; *Calor de reação e calor de solidificação*. Centro Universitário Leonardo da Vinci – UNIASSELVI, 2016.

FARIAS, Mario Luiz de. *Combustão e seus efeitos: um estudo sobre concepções de alunos do ensino técnico do CEFET-RS, visando à educação ambiental*. Universidade Federal do Rio Grande, 2007.

FEITOSA, Edinilza Maria Anastácio; BARBOSA, Francisco Geraldo; FORTE, Cristiane Maria Sampaio. *Química Geral I*. 3. ed. Fortaleza: EdUECE, 2016.

FERREIRA, Ana Luisa Sonnewend; PEREIRA DA SILVA, Nicole Evellyn Marques; CASTILHO, Rebecca Galvez Baptista; CARVALHO, Taynara Alves de. *Estudo das reações de oxirredução no teste do bafômetro*. In: ENCONTRO LATINO-AMERICANO DE INICIAÇÃO CIENTÍFICA JÚNIOR, 19., 2025, São José dos Campos. Anais [...]. São José dos Campos: Universidade do Vale do Paraíba, 2025.

FERREIRA, Geraldo A. Luzes; MÓL, Gerson de Souza; SILVA, Roberto Ribeiro da. *Bafômetro: um modelo demonstrativo*. Química Nova na Escola, n. 5, p. 18-20, 1997.

FORQUIN, Jean-Claude. *Saberes escolares, imperativos didáticos e dinâmicas sociais*. Teoria & Educação, Porto Alegre: Pannonica, v. 1, n. 5, p. 28-49, 1992.

FRY, Henry Seymour. *The electronic conception of positive and negative valences*. Journal of the American Chemical Society, v. 37, n. 11, p. 2368-2373, 1915.

GARCEZ, Walmir Silva; MATSUNAGA, Luana Aparecida. *Química orgânica para o ensino médio: uma abordagem inovadora*. Campo Grande: Editora UFMS, 2022.

GENTIL, Vicente. *Corrosão*. 6. ed. Rio de Janeiro: Editora LTC, 2012.

GHIBAUDI, Elisabetta; REGIS, Alberto; ROLETTO, Enrico. *Le reazioni redox: un pasticcio concettuale?* Perspectives in Science, v. 5, p. 14-24, 2015.

HOFFMANN, Emilio Gomes Neto. *Hidrogênio: evoluir sem poluir – a era do hidrogênio, das energias renováveis e das células a combustível*. Curitiba: Brasil H2 Fuel Cell Energy, 2005. 240 p.

HOFFMANN, Peter. *Uma introdução às células a combustível*. Tradução de José Roberto Castilho Piqueira. São Paulo: Edgard Blücher, 2005.

JENSEN, William B. *The origin of the oxidation-state concept*. *Journal of Chemical Education*, v. 84, n. 9, p. 1418–1419, 2007.

JOESTEN, Marjorie D.; WOOD, James L. *World of Chemistry*. 2. ed. USA: Saunders College Publishing, 1996.

KAREN, Pavel. *Oxidation state, a long-standing issue!* *Angewandte Chemie International Edition*, v. 54, n. 16, p. 4716–4726, 2015.

KLEIN, Sabrina Gabriela; BRAIBANTE, Mara Elisa Fortes. *Reações de oxi-redução e suas diferentes abordagens*. *Química Nova na Escola*, [s.l.], v. 36, n. 2, p. 105-112, maio 2014.

KLEIN, Sabrina Gabriela; BRAIBANTE, Mara Elisa Fortes; BRAIBANTE, Hugo Tubal Schmitz. *Reações de oxi-redução: uma proposta de abordagem em sala de aula*. Santa Maria: Universidade Federal de Santa Maria, 2019.

KLEIN, Sabrina Gabriela; BRAIBANTE, Mara Elisa Fortes. *Ensino de química: fundamentos e práticas*. 2. ed. Ijuí: Editora Unijuí, 2017, n.39, v.1, p.36.

LIMA, Rafaela dos Santos; BORTOLAI, Michele; DUTRA-PEREIRA, Franklin Kaic. *A teoria da transposição didática em publicações da revista QNEsc*. *Revista Debates em Ensino de Química (REDEQUIM)*, v. 8, n. 1, 2022.

LUCENA, Maria do Perpétuo S. *Aprendizagem baseada em problemas na abordagem da temática combustão*. Dissertação (Mestrado em Química) – Universidade Federal Rural de Pernambuco, Recife, 2020.

MAINIER, Fernando Benedicto. *Material do curso Corrosão e Inibidores*. Rio de Janeiro: Instituto Brasileiro de Petróleo, 2006.

MCNAUGHT, Alan Douglas; WILKINSON, Andrew. (Eds.). *Compêndio de termos de química: o “Gold Book” da IUPAC*. 2. ed. Oxford: Blackwell Scientific Publications, 1997. Verbete: oxidation.

MEDEIROS, Sandra Maria de Andrade; AMARAL, Eliane Maria Ribeiro do. *A reação química de combustão nos artigos da Revista Química Nova na Escola*. In: ENCONTRO NACIONAL DE PESQUISA EM EDUCAÇÃO EM CIÊNCIAS (ENPEC), XI, 2017, Florianópolis. Anais....

MEDEIROS, Jaqueline Suênia Silva de; SILVA JÚNIOR, Carlos Neco. *Revisão das principais propostas do processo de ensino e aprendizagem da eletroquímica no período de 2007 a 2017 no Brasil*. *Revista Debates em Ensino de Química (REDEQUIM)*, v. 7, n. 1, 2023.

MENZEK, August A. *A new approach to understanding oxidation-reduction of compounds in organic chemistry*. Journal of Chemical Education, v. 79, n. 6, p. 700–702, 2002.

MOREIRA, Marco Antonio. *A teoria da aprendizagem significativa e sua implicação em sala de aula*. Brasília: Editora UnB, 2006.

MOREIRA, Marco Antonio. *Aprendizagem significativa em mapas conceituais*. Porto Alegre: Instituto de Física da Universidade Federal do Rio Grande do Sul, 2011.

MUNAKATA, Kazumi. *Produzindo livros didáticos e paradidáticos*. 1997. Tese (Doutorado em Educação) – Pontifícia Universidade Católica de São Paulo, São Paulo.

NELSON, David L.; COX, Michael M. *Lehninger principles of biochemistry*. 4. ed. New York: W. H. Freeman, 2004.

OKI, Maria Cristina M. *A eletricidade e a química*. Química Nova na Escola, v. 12, 2000.

OLIVA, Cláudia Regina Duarte; FERREIRA, Ana Carolina; TÓFANI, Sandra Fátima Barbosa; SILVA, Flávia Cristina. *Explorando os conceitos de oxidação e redução a partir de algumas características da história da ciência*. Química Nova na Escola, v. 42, n. 11, p. 30–36, 2020.

OLIVEIRA, Alexa Silva de; CÂNDIDO, Fabielli Feijó; MARTINS, Joicy da Silva. *Leitura e Currículo no Contexto da BNCC: Possibilidades de Trabalho na Formação de Leitores*. Faculdade Multivix – Cariacica, 2022.

ÖSTERLUND, Lars L.; BERG, Anders; EKBORG, Margareta. *Redox models in chemistry textbooks for the upper secondary school: friend or foe?* Chemical Education Research and Practice, v. 11, p. 182–192, 2010.

PAIK, Seung-Hoon; KIM, Seongho; KIM, Kyungmi. *Suggestion of a viewpoint change for the classification criteria of redox reactions*. Journal of Chemical Education, v. 95, n. 5, p. 563–568, 2017.

PAULUCIO, Jéssica Figueiredo; CARVALHO, Letícia Queiroz de. *Paradidáticos na sala de aula: diálogos, experiência e leitura*. Vitória: Instituto Federal do Espírito Santo, 2019

PELIZZARI, A; KRIEGL, M.L; BARON, M. P; FINCK, N. T. L; DOROCINSKI, S. I. *Teoria da aprendizagem significativa segundo Ausubel*. Portal do Professor – MEC, [s.d.].

PIMENTA, Israel Francisco Bernardo. *Química por toda parte*. São Paulo: FTD Educação, 2023. PNLD 2026.

REIS, Madson Feitosa. *Experimentação no ensino de Química: uma revisão sistemática de literatura da Revista Química Nova na Escola (QNEsc) 2019–2024*. Trabalho de Conclusão de Curso (Licenciatura em Química) – Instituto Federal do Piauí, Campus Teresina Central, Teresina. 2024.

RIBEIRO, Vítor Manuel Marques. *Mudança conceptual relativa a reações de oxidação-redução: um estudo exploratório*. Dissertação (Mestrado em Ensino de Física e Química no 3.º Ciclo do Ensino Básico e no Ensino Secundário) – Faculdade de Engenharia, Universidade Lusófona de Humanidades e Tecnologias, Lisboa. 2013.

RIBEIRO, Daniel. *Número de oxidação*. Revista Ciência Elementar, v. 2, n. 4, p. 276, 2014.

RIDENTI, Marco A.; AMORIM, José; DAL PINO, Antonio. *Termodinâmica das reações químicas aplicada à combustão e à física de plasmas*. Revista Brasileira de Ensino de Física, v. 40, n. 3, e3307, 2018.

RINGNES, Viggo. *Oxidation-reduction – learning difficulties and choice of redox models*. School Science Review, v. 77, n. 279, p. 74–78, 1995.

ROCHA, Tatiane Aparecida Silva. *Reações de oxirredução em diferentes contextos: ênfase nos processos eletroquímicos*. Produto educacional – Mestrado Profissional em Ensino de Ciências e Matemática. Universidade Federal de Uberlândia, 2019.

RODRIGUES, Ryldon Alvarenga. *Célula de hidrogênio: construção, aplicações e benefícios*. Revista Brasileira de Gestão e Engenharia, v. 1, n. 1, jan./jun. 2010.

RODRÍGUEZ, José Osvaldo Silva; SOUSA, Isaac Bruno Silva; BARBOZA, Renata Joaquina de Oliveira; PEREIRA, Atinaê Joice da Silva; OLIVEIRA, Regina Célia Barbosa de; ANJOS, José Ayron Lira dos. *Uma análise sobre o uso da teoria da aprendizagem significativa no ensino de Química em trabalhos científicos*. Aprendizagem Significativa em Revista, v. 10, n. 1, p. 12–32, 2020.

RODRÍGUEZ, Nerea Babarro. *Teoria da aprendizagem significativa segundo Ausubel*. Psicologia-Online, 6 jul. 2020.

SCHMIDT, Hans-Jürgen. *Should chemistry lessons be more intellectually challenging?* Chemistry Education Research and Practice, v. 1, n. 1, p. 17–26, 2000.

SHRIVER, Duward F.; ATKINS, Peter W. *Química inorgânica*. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2003.

SILVA, Priscila do Nascimento; SOUZA, Larissa Oliveira de; SILVA, Flávia Cristiane Vieira da; SIMÕES-NETO, José Euzébio. *A transposição didática do conteúdo propriedades periódicas dos elementos químicos*. In: ENCONTRO NACIONAL DE ENSINO DE QUÍMICA – ENEQ, 18., 2016, Florianópolis. Anais... Florianópolis: UFSC, 2016.

SIQUEIRA, Maxwell; PIETROCOLA, Maurício. *A transposição didática aplicada à teoria contemporânea: a física de partículas elementares no ensino médio*. In: ENCONTRO DE PESQUISA EM ENSINO DE FÍSICA – EPEF, 10., 2006, Londrina. Anais... Londrina: UEL, 2006. v. 1.

SOUZA, Katiúscia dos Santos de; GOMES, Duliane da Costa. *Corrosão e a aprendizagem significativa da oxirredução*. Research, Society and Development, v. 10, n. 13, e16101321020, 2021.

TAVARES, Maria Cristina Rezende; AMARAL, Luciana Pacheco. *A linguagem dos livros paradidáticos no ensino de ciências*. Ciência & Educação, Bauru, v. 18, n. 1, p. 45–60, 2012.

UNIVERSIDADE ESTADUAL DO CEARÁ. *Aquecimento global*. Fortaleza: UECE, 2019.

UNIVERSIDADE ESTADUAL DO CEARÁ. *Por um planeta sem lixo*. Fortaleza: UECE, 2019.

UNIVERSIDADE ESTADUAL DO CEARÁ. *A conservação da água*. Fortaleza: UECE, 2019.

USBERCO, João, SALVADOR, Edgard. *Química — volume único*, Editora Saraiva. São Paulo, 2002.

WARTHA, Edson José; SILVA, Erivanildo Lopes da; BEJARANO, Nelson Rui Ribas. *Cotidiano e Contextualização no Ensino de Química*. Química Nova na Escola, n. 35, v. 2, p. 151–158, 2013.

ZAPATEIRO, Gean Aparecido; ROCHA, Zenaide de Fátima Dante Correia; FIGUEIREDO, Márcia Camilo; JACINTO, Samila. *Livros paradidáticos de química: análise do tema radioatividade*. Universidade Tecnológica Federal do Paraná (UTFPR), 2019.

ZHANG, John X. J.; HOSHINO, Kazunori. *Electrical transducers: electrochemical sensors and semiconductor molecular sensors*. In: _____. *Molecular Sensors and Nanodevices: Principles, Designs and Applications in Biomedical Engineering*. Oxford: William Andrew Publishing, 2014. p. 169–232.

Oxirredução em Foco: uma Abordagem sob a Óptica da Ciência, Tecnologia e Vida



EDER FELIPE





MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
FUNDAÇÃO UNIVERSIDADE FEDERAL DO MATO GROSSO
DO SUL
INSTITUTO DE QUÍMICA
MESTRADO PROFISSIONAL EM QUÍMICA EM REDE
NACIONAL



EDER SANDIM FELIPE

Oxirredução em Foco: uma Abordagem sob a Óptica da Ciência, Tecnologia e Vida

Produto de Mestrado apresentada ao Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI), Instituto de Química, Universidade Federal de Mato Grosso do Sul, como requisito à obtenção do título de Mestre em Química.

Orientador: Prof. Dr. Walmir Silva Garcez.

CAMPO GRANDE

2025

SUMÁRIO

APRESENTAÇÃO.....	6
1. REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO: CIÊNCIA, TECNOLOGIA E VIDA	8
1.1 Oxirredução e Tecnologia	9
1.2 Oxirredução e Vida	9
1.3 Oxirredução e Ensino	10
1.4 De onde vêm os Termos Oxidação e Redução?	11
2. MANEIRAS DE DESCREVER A OXIRREDUÇÃO	13
2.1 Mecanismo do Oxigênio.....	13
2.2 Mecanismo do Hidrogênio	14
2.3 Mecanismo da Transferência de Elétrons.....	14
2.4 Mecanismo do Número de Oxidação (NOX)	16
3. REGRAS PARA CÁLCULO DO NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX)	18
4. O BAFÔMETRO E REAÇÕES REDOX.....	21
5. COMBUSTÃO	24
5.1 As Queimadas, Combustíveis e Comburente	24
5.2 Reação Redox: Queima Completa e Incompleta	26
5.3 Combustão, Vida e Tecnologia	27
6. CORROSÃO: CIÊNCIA E TECNOLOGIA	29
6.1 Não é apenas Ferrugem!	29
6.2 Corrosão Eletroquímica e Reações Redox.....	30
6.3 Corrosão Química e Reações Redox	32
7. METALURGIA DO FERRO E OUTROS METAIS... ..	33
8. CÉLULAS ELETROQUÍMICAS: ENERGIA E TECNOLOGIA.....	35
8.1 A Transformação de Energia em Processos eletroquímicos	35
8.2 Reações Redox nas Células Eletroquímicas Primárias.....	39
8.3 Reações redox em Pilhas e Baterias Modernas.....	41
9. CÉLULAS COMBUSTÍVEIS	45
10. ELETRÓLISE: REAÇÕES REDOX NÃO ESPONTÂNEAS	48
11. GALVANOPLASTIA: ELETRODEPOSIÇÃO DO OURO	50
12. O HIDROGÊNIO: UMA FONTE DE COMBUSTÍVEL LIMPA	52
13. ÓXIDO-REDUÇÃO DE COMPOSTOS ORGÂNICOS.....	55
13.1 Reações oxidação de compostos orgânicos	55
13.2 Reações de redução de compostos orgânicos	58
14. FOTOSSÍNTESE E REAÇÕES DE ÓXIDO-REDUÇÃO	60
14.1 Etapa Clara da Fotossíntese.....	60

14.2 Etapa Escura da Fotossíntese	61
15. O ESCURECIMENTO ENZIMÁTICO.....	63

APRESENTAÇÃO

As reações de oxirredução são fundamentais para a química, a vida e a tecnologia, pois envolvem, principalmente, a conversão de energia. Estão presentes em processos cotidianos, como a combustão, o metabolismo, a corrosão e o funcionamento de pilhas e baterias, além de serem essenciais para fenômenos como a fotossíntese e para inovações sustentáveis, como a produção e a utilização de hidrogênio verde.

Este livro paradidático tem como principal objetivo explorar os diferentes aspectos do tema oxirredução, destacando suas inter-relações e a importância dos processos de transferência de elétrons, bem como suas aplicações na ciência, na tecnologia e no cotidiano.

Assim, o livro reúne os tópicos centrais necessários para conectar e integrar os principais aspectos relacionados ao tema oxirredução.

O ensino de oxirredução costuma se restringir ao cálculo do número de oxidação. Nos tópicos iniciais, busca-se ampliar essa perspectiva, oferecendo uma abordagem mais abrangente do conceito, com ênfase na liberação ou absorção de energia e destacando a origem histórica dos termos.

São apresentados, também, os modelos utilizados para descrever oxirredução: transferência de oxigênio, transferência de hidrogênio, transferência de elétrons e variação do número de oxidação (NOX). Este último é o mais abrangente para identificar processos redox e, por isso, explora-se a metodologia para determinar o NOX.

O bafômetro, um dispositivo amplamente conhecidos na sociedade para detectar e quantificar o etanol presente no ar exalado por uma pessoa, baseia-se em reações redox. Nesse processo, o etanol é oxidado, provocando uma mudança no detector. Originalmente, a detecção ocorria por meio de reação com dicromato de potássio, onde o etanol, ao ser oxidado, reduz o átomo de cromo, gerando alteração na coloração do reagente.

A combustão é um fenômeno que acompanha a evolução da humanidade e, na interpretação científica, se trata de uma reação redox. Isto é explorado num tópico, onde se destaca as características da combustão. Trata-se de uma reação de oxidação que envolve combustível, comburente (oxigênio) e calor, podendo ser completa ou incompleta, com impacto ambiental significativo devido à liberação de CO_2 ou CO .

Também a corrosão eletroquímica é um processo de oxidação indesejada de metais, como a ferrugem, que envolve reações anódicas e catódicas em meio aquoso, resultando na formação de óxidos de ferro.

As eras do cobre, do bronze e do ferro são passagens da evolução da humanidade que refletem a importância da tecnologia de se obter metais a partir de minérios. A metalurgia envolve reações de oxirredução, onde os íons são reduzidos aos respectivos metais, enquanto o carbono (carvão) é oxidado a CO_2 , nos altos fornos.

As tecnologias de conversão de energia química em energia elétrica, desde o surgimento da pilha de Volta, têm influenciado de forma significativa os diversos aspectos da vida humana, seja no cotidiano, na ciência, nas guerras ou no desenvolvimento tecnológico.

Mais modernamente, um caminho para a redução do uso de combustíveis fósseis passa pelo uso de células a combustível, dispositivos que produzem energia elétrica a partir de reações de oxirredução, utilizando o hidrogênio como matéria prima.

A eletrólise é uma técnica amplamente utilizada na sociedade para a produção e purificação de metais, gases e outros insumos industriais, enquanto a galvanoplastia é empregada para proteção contra corrosão e para a eletrodeposição de metais, como o ouro em bijuterias. Ambas as tecnologias se fundamentam em processos de oxirredução.

No campo da Química Orgânica, são inúmeras as transformações que envolvem reações redox, tanto em reações *in vitro* quanto nos processos bioquímicos do metabolismo. Destaca-se, entre estas, a fotossíntese, que é o processo responsável pela manutenção da vida na Terra.

É com entusiasmo que convidamos você a embarcar conosco nesta jornada pelo fascinante mundo das reações de oxirredução! Ao longo destas páginas, você irá descobrir como esses processos, tão essenciais e presentes em nosso cotidiano, conectam ciência, tecnologia e vida. Prepare-se para explorar desde a combustão que impulsionou revoluções industriais, passando pelo funcionamento das baterias que movem nossos dispositivos, até fenômenos como corrosão, fotossíntese, metalurgia, células a combustível, eletrólise e os processos metabólicos que sustentam a vida. Cada capítulo foi cuidadosamente elaborado para tornar acessível o entendimento dos mecanismos de transferência de elétrons e mostrar como eles transformam energia e matéria ao nosso redor.

Este livro paradidático foi pensado para estimular seu pensamento crítico, contextualizar conceitos teóricos e aproximar você das aplicações práticas da oxirredução, seja no laboratório, nas indústrias ou nos processos biológicos. Aceite este convite: aprofunde-se, questione, experimente e conecte-se com a química de forma ativa e significativa!

1. REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO: CIÊNCIA, TECNOLOGIA E VIDA

As reações de OXIRREDUÇÃO estão presentes no nosso cotidiano, como na combustão do gás de cozinha e na própria manutenção da vida, ainda que muitas vezes não tenhamos consciência disso. Elas também são a base de diversas TECNOLOGIAS, como pilhas e baterias, sem as quais nossos celulares não funcionariam. Esse fenômeno, como todo conhecimento, é explicado pela CIÊNCIA, que o torna acessível à compreensão.

Mas o que são reações de OXIRREDUÇÃO?

As reações de oxirredução são processos nos quais ocorre transferência de elétrons entre duas espécies químicas. De modo geral, essas reações estão associadas à liberação ou absorção de energia.

A OXIDAÇÃO, em geral, libera ENERGIA; a REDUÇÃO, em geral, leva a um aumento na ENERGIA.

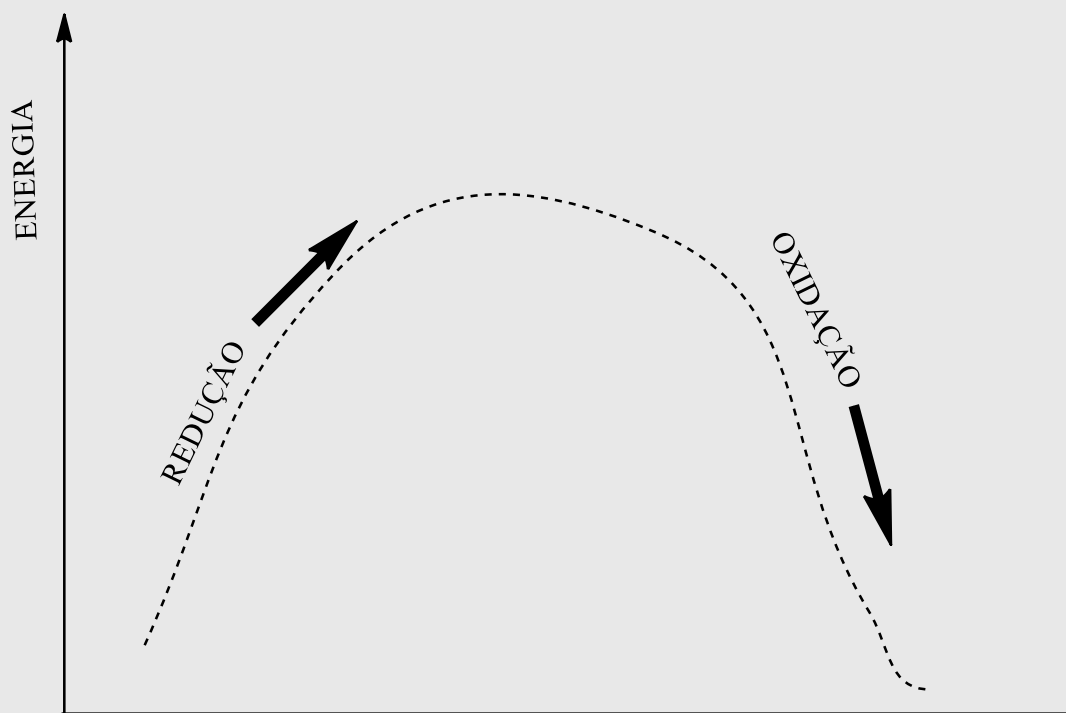


Figura 1: As reações redução ocorrem com aumento de energia (ladeira acima) e de oxidação com redução de energia (ladeira abaixo), com pouquíssimas exceções.

1.1 Oxirredução e Tecnologia

As reações de oxirredução estão presentes no nosso cotidiano em diferentes contextos, especialmente nos processos de conversão de energia química em energia elétrica.

Historicamente, a principal fonte de energia para fins industriais e domésticos tem sido a combustão (queima). Há uma relação estreita entre a Revolução Industrial e o uso intensivo desse processo, inicialmente com carvão e madeira, e posteriormente com o petróleo.

A combustão é um processo REDOX.

Modernamente, as pilhas e baterias são segmentos importantes na vida cotidiana das pessoas, viabilizando a utilização de celulares, computadores, carros elétricos e outros dispositivos eletrônicos.

Todo este conjunto se fundamenta em REAÇÕES REDOX.

O bafômetro, a corrosão (ferrugem) dos metais, a siderurgia, as células galvânicas, fotovoltaicas e eletroquímicas, a fermentação, a degradação dos óleos (chamada foto-oxidação), a secagem de tintas e vernizes, o escurecimento de uma chapa fotográfica (mais comum nos raios X, atualmente), etc... são processos de REDOX.

O oxigênio é oxidante. A nossa atmosfera é oxidante. Isso é responsável por diversos fenômenos comuns no nosso cotidiano.

1.2 Oxirredução e Vida

A vida na terra depende do sol. A energia que mantém os seres vivos vem do sol e, os organismos que realizam fotossíntese, principalmente as plantas, fazem essa intermediação. A absorção da luz solar resulta numa reação de redução, ou seja, na geração de espécies químicas de alta energia, com grande capacidade redutora.

O metabolismo dos seres vivos envolve transformações químicas de síntese e degradação de substâncias. É amplamente conhecido que a energia necessária para essas transformações, fundamentais à manutenção da vida, provém de algumas classes de compostos, em especial os açúcares e as gorduras, considerados substâncias de alta energia.

No processo de degradação destas substâncias elas geram CO_2 (em última instância, é uma combustão) e liberam energia.

As substâncias químicas que fornecem energia aos seres vivos são, em geral, espécies reduzidas. Ao liberarem essa energia, elas sofrem OXIDAÇÃO.

Portanto, estas transformações que ocorrem no metabolismo são também processos de OXIRREDUÇÃO.

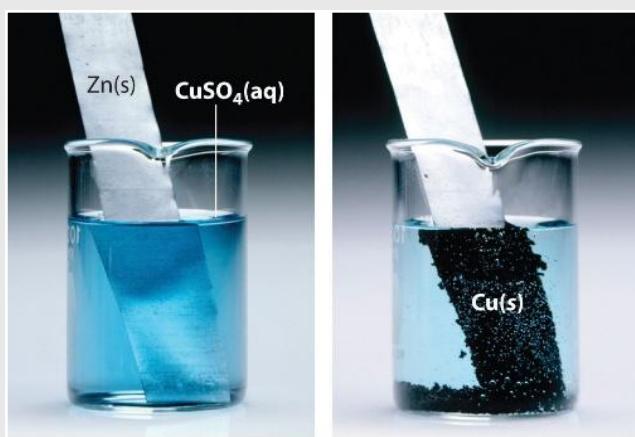
1.3 Oxirredução e Ensino

Como mostrado acima, os fenômenos de ÓXIDORREDUÇÃO são abrangentes e estão no cotidiano das pessoas, afetando a vida de cada cidadão.

Por isso, são temas do currículo do Ensino Médio.

Todavia, neste nível, o destaque, em geral, se restringe ao ensino do cálculo do chamado NOX (número de oxidação).

Portanto, é necessária uma abordagem no ensino de química que contemple estas facetas mencionadas e que estabeleça uma conexão entre oxirredução e esses fenômenos.



NÃO É APENAS
MUDANÇA DE
NOX!

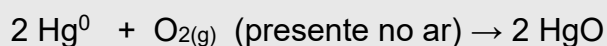
Figura 2: visualização da reação de oxirredução.

1.4 De onde vêm os Termos Oxidação e Redução?

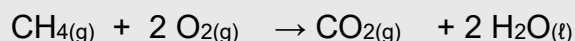
Os termos OXIDAÇÃO e REDUÇÃO surgiram na Química há quase 250 anos. Em torno de 1770, o químico francês Antoine Lavoisier propôs a explicação moderna para o fenômeno da combustão.

Segundo este pesquisador, numa explicação inicial, a combustão seria uma reação onde as substâncias, orgânicas ou inorgânicas, sujeitas a combustão sofreriam uma combinação com o ar. Logo em seguida, se descobriu o elemento oxigênio e Lavoisier definiu que, na verdade, a combustão seria uma reação de combinação com o oxigênio. Ele denominou essa reação de combinação com o oxigênio como oxigenação, termo do qual derivou a palavra oxidação, posteriormente também empregada por Lavoisier.

Por exemplo, na representação atual, esta reação ocorreria na calcinação (combustão) do mercúrio:



Ou na combustão do gás dos pântanos:



Em seu livro *Traité Élémentaire de Chimie*, de 1789, Lavoisier propôs que os elementos poderiam se encontrar em diferentes estados de oxidação e criou um sistema de nomenclatura para estes compostos. É deste período os sufixos ico e oso [por exemplo, ácido sulfúrico (H_2SO_4) e ácido sulfuroso (H_2SO_3)], que refletem o grau de oxidação do enxofre.

A oxidação do mercúrio, mostrada acima, é reversível. O aquecimento deste óxido (HgO) a temperaturas altas gera mercúrio (Hg^0) e oxigênio (O_2), regenerando o metal e produzindo (ou liberando) o gás oxigênio em estado puro.

Esse processo, ou seja, a transformação do óxido (designado como cal) ao respectivo metal, foi chamado por Lavoisier de REDUÇÃO (reduz ao metal). Na interpretação atual a conversão de Hg a HgO representa transformar Hg^0 em Hg^{+2} , ou seja, ocorre a perda ou transferência de dois elétrons. Com a evolução, qualquer processo em que ocorre transferência de elétrons, ou mesmo a combinação com elemento mais eletronegativo, passou a ser chamado de oxidação.

No processo inverso, HgO é convertido em ($\text{Hg}^0 + \text{O}_2$), ou seja, Hg^{2+} é convertido em Hg^0 . Como se vê, os átomos de mercúrio recebem elétrons. Da mesma forma, então,

REDUÇÃO passou a designar uma transformação onde uma espécie química recebe elétrons ou se liga a elemento menos eletronegativo.

Atualmente, os termos oxirredução, redox, etc. designam um conjunto enorme de transformações químicas, muitas delas vitais na sociedade e envolvendo transferência de elétrons (e de energia – pilhas e baterias, fotossíntese, etc...).

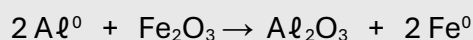
2. MANEIRAS DE DESCREVER A OXIRREDUÇÃO

A ocorrência de reações redox numa diversidade de classes de substâncias químicas, pertencentes aos dois principais ramos da química (inorgânica e orgânica), faz com que não exista uma única maneira de descrever seus mecanismos (caminho pelo qual elas acontecem).

2.1 Mecanismo do Oxigênio

As reações de OXIRREDUÇÃO foram abordadas inicialmente como sendo transformações químicas que envolveria o oxigênio.

O termo OXIDAÇÃO vem do oxigênio. A princípio é necessário pensar em processos em que se produz uma transferência de oxigênio.



Conforme a equação podemos pensar no alumínio sofrendo OXIDAÇÃO (ganhando oxigênio) e o ferro sofrendo REDUÇÃO (perdendo oxigênio).

A química orgânica utiliza o MECANISMO DO OXIGÊNIO para mostrar a oxidação de um aldeído para ácido carboxílico (conforme a figura 3):

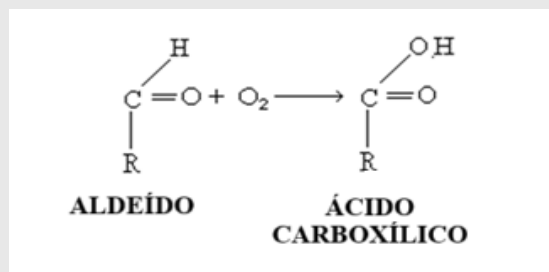


Figura 3: Conversão por oxidação de um aldeído para ácido carboxílico

Ocorre um acréscimo de átomos de OXIGÊNIO ligados no CARBONO insaturado. O processo inverso seria a redução e consistiria em perder o oxigênio ou ganhar hidrogênio. Na ilustração da figura (4) é perceptível a incorporação do oxigênio no parafuso novo.

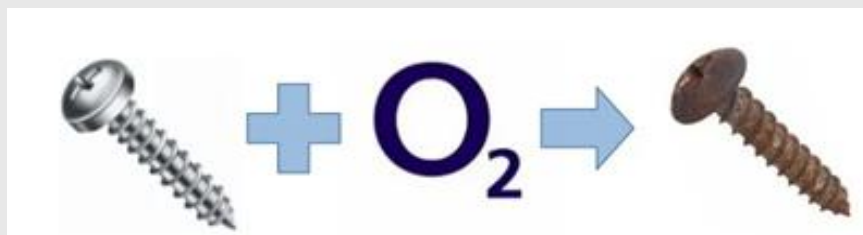
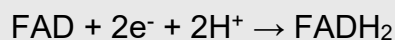


Figura 4: Incorporação do oxigênio no metal

2.2 Mecanismo do Hidrogênio

Algumas reações biológicas redox seguem o MECANISMO DO HIDROGÊNIO. Moléculas como NAD^+ , NADP^+ , FMN ou FAD ganham elétrons e sofrem uma redução:



Nesse caso, a redução, como um processo final, seria a entrada de átomos de hidrogênio na molécula de FAD.

Esse processo fica caracterizado como aquele em que se produz uma transferência de hidrogênio.

Ganho de hidrogênio é redução e perda de hidrogênio oxidação.

Podemos propor um esquema mental de acordo com o mecanismo do oxigênio e do hidrogênio:

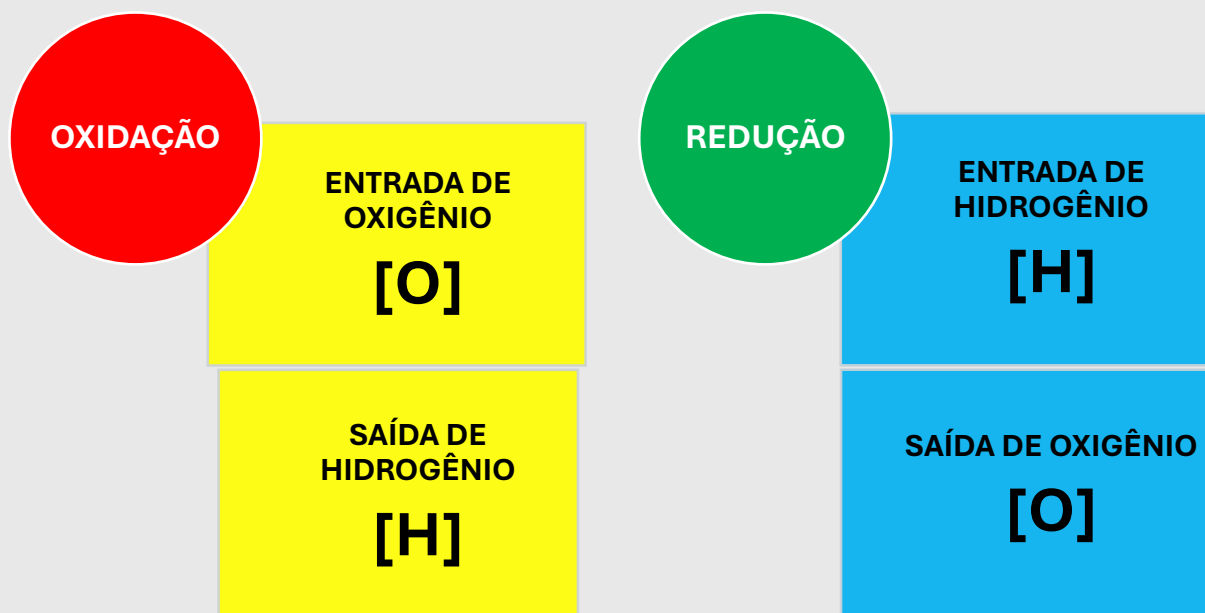
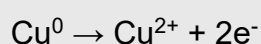


Figura 5: relação entre entrada e saída de elementos na reação redox

2.3 Mecanismo da Transferência de Elétrons

Na eletroquímica as reações redox são movidas pela TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS. Em uma oxidação a reação libera elétrons.



A equação representa a OXIDAÇÃO do cobre, a valência positiva é formada e, para cada 1 mol de cobre metálico oxidado, são liberados 2 mols de elétrons.

O processo inverso pode ser descrito como ganho de elétrons, ou seja, um aumento no número de elétrons na eletrosfera.

Um exemplo seria íons Au^{3+} sofrendo REDUÇÃO:



Para cada 1 mol de ouro reduzido temos a carga de 3 mols de elétrons recebido.

Em uma pilha, por exemplo, os elétrons são liberados do ÂNODO (local da OXIDAÇÃO) e seguirão para o CÁTODO (local da REDUÇÃO).

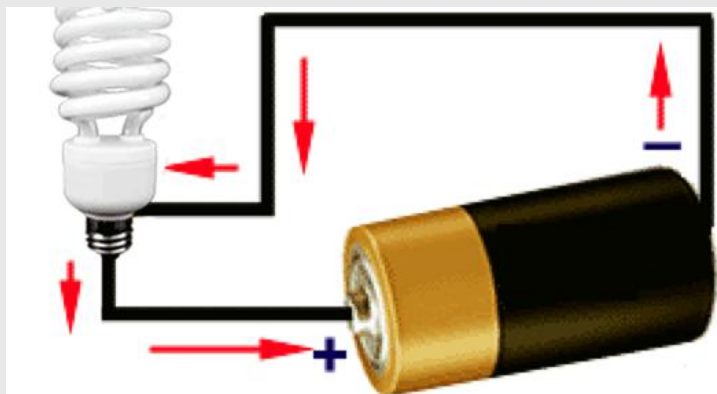


Figura 6: movimento de elétrons em circuito com uma pilha.

Essa TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS irá percorrer por um circuito gerando a corrente elétrica que pode ser utilizada para acender uma lâmpada, funcionar uma lanterna, um controle remoto etc.

Este mecanismo parece ser menos aplicável na química orgânica, já que as reações são comumente descritas como interações entre eletrófilos (afinidade por elétrons) e nucleófilos (afinidade por núcleo).



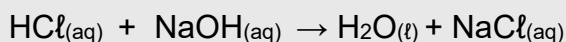
Figura 7: nucleófilos e eletrófilos.

2.4 Mecanismo do Número de Oxidação (NOX)

Finalmente, uma forma mais ampla de estudar as reações de oxirredução que vai incorporar as três formas anteriores, o modelo do NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX).

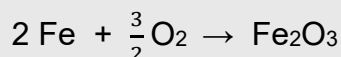
Dessa maneira as reações REDOX seriam aquelas em que o NÚMERO DE OXIDAÇÃO de pelo menos um dos elementos participantes, varia.

Podemos exemplificar assim:



Não ocorre variação no NÚMERO DE OXIDAÇÃO de nenhum dos elementos envolvidos na reação, portanto, a reação não pode ser classificada como REDOX.

Destacando a reação:



O NÚMERO DE OXIDAÇÃO do ferro vai de zero para +3, ocorre, portanto, um aumento no seu valor. O aumento do NOX é OXIDAÇÃO.

O NÚMERO DE OXIDAÇÃO do oxigênio vai de zero para -2, corre, portanto, uma diminuição do seu valor. A diminuição do NOX é REDUÇÃO.

O ferro oxida e o oxigênio reduz-se. O oxigênio promove a OXIDAÇÃO do ferro, logo ele é denominado AGENTE OXIDANTE. O ferro, que sofre OXIDAÇÃO, é denominado AGENTE REDUTOR.

Podemos montar o esquema:

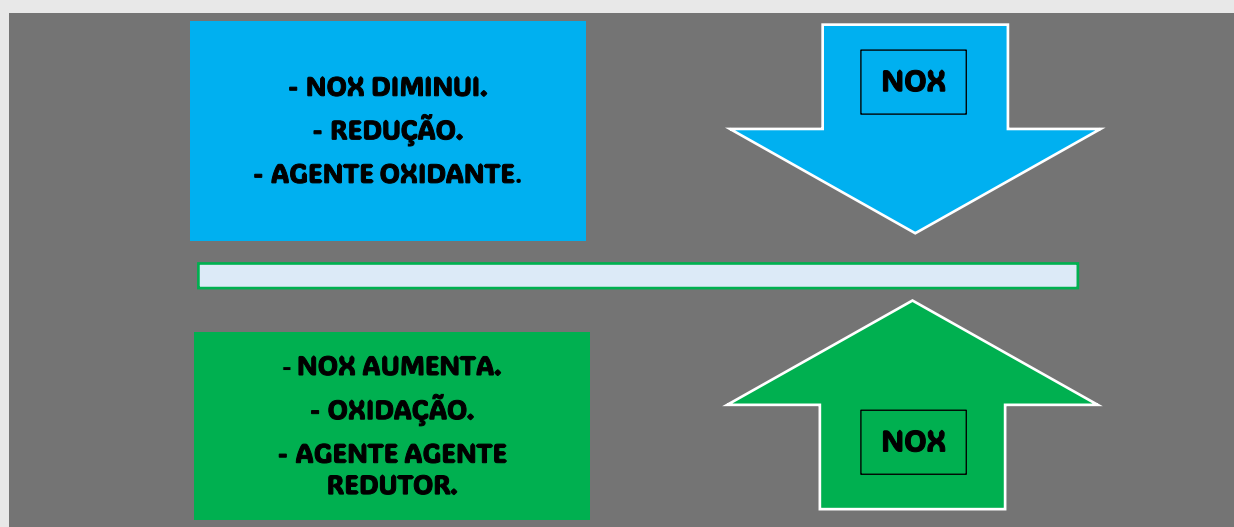


Figura 8: esquema do aumento e diminuição do NOX.

O mecanismo do NÚMERO DE OXIDAÇÃO consegue incorporar todos os outros mecanismos.

Contudo, calcular o NOX dos elementos em estruturas orgânicas é possível, porém, não é algo usualmente comum nos estudos das reações REDOX, assim como, outras áreas da química que preferem outros modelos.

A determinação do NÚMERO DE OXIDAÇÃO é uma ferramenta fundamental, porém não é a única.

Mas como podemos determinar o NOX das espécies químicas? É simples, utilizando as regras do número de oxidação.

3. REGRAS PARA CÁLCULO DO NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX)

O NÚMERO DE OXIDAÇÃO é uma ferramenta importante para avaliar a oxirredução, pois, os elétrons ficam preferencialmente com os átomos que apresentam maior afinidade por eles, dentro do composto.

Isso facilita saber qual é o átomo doador (REDUTOR) e qual o átomo receptor de elétrons (OXIDANTE).

Algumas regras arbitrárias, são descritas:

1. Na forma elementar, por exemplo, N_2 , F_2 , S_8 , P_4 , Cl_2 , I_2 , Ag , Fe , O_2 , O_3 , os átomos sempre apresentam NÚMERO DE OXIDAÇÃO zero.

2. Para um íon monoatômico, ou seja, constituídos por um só átomo, o NÚMERO DE OXIDAÇÃO é igual a sua carga; por exemplo o cálcio que forma Ca^{2+} tem o número de oxidação +2 e F^- tem NÚMERO DE OXIDAÇÃO -1.

3. Os íons de metais alcalinos são geralmente monopositivos e apresentam NÚMERO DE OXIDAÇÃO +1 (Li^+ , Na^+ , K^+ , Ru^+ , Ce^+ , Fr^+); o dos metais alcalino-terrosos (Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Ra^{2+}) são bipoisitivos e apresentam número de oxidação +2.

4. A soma algébrica dos NÚMEROS DE OXIDAÇÃO de cada átomo em uma espécie é igual à carga elétrica global que esta apresenta. Por exemplo, no íon carbonato, CO_3^{2-} , a soma dos NÚMEROS DE OXIDAÇÃO do C e dos três oxigênios deve ser igual a -2. Portanto, $Nox(C) + 4 \{NOX(O)\} = -2$.

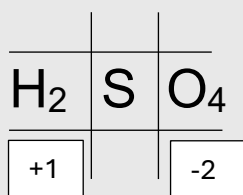
5. Os elementos mais eletronegativos como o flúor e o oxigênio, apresentam $Nox = -1$ e -2 , respectivamente. No caso do oxigênio, existem exceções, como nos peróxidos, (por exemplo, H_2O_2), ou quando está combinado com o flúor (por exemplo, OF_2), que é um elemento ainda mais eletronegativo. No peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , visto que o NOX do hidrogênio é +1, de acordo com o balanceamento de cargas, o NOX do oxigênio será -1. No OF_2 , o NOX do flúor é -1 (por ser o elemento mais eletronegativo) e, dessa forma, o NOX do oxigênio passa a ser +2.

6. O Nox do hidrogênio, em compostos formados com elementos mais eletronegativos, é sempre +1.

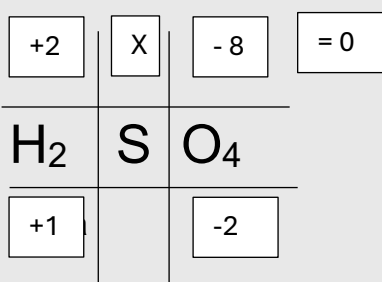
Contudo, nos compostos formados com os metais e semimetais, que são elementos menos eletronegativos que o hidrogênio, seu NOX é igual a -1

Calculando o número de oxidação do enxofre por um método prático:

✓ Na primeira etapa é necessário atribuir o NOX do hidrogênio e do oxigênio pelas regras arbitrárias.



✓ Na segunda etapa é necessário calcular as cargas desses elementos, igualando a carga total a zero. A carga do enxofre será x.

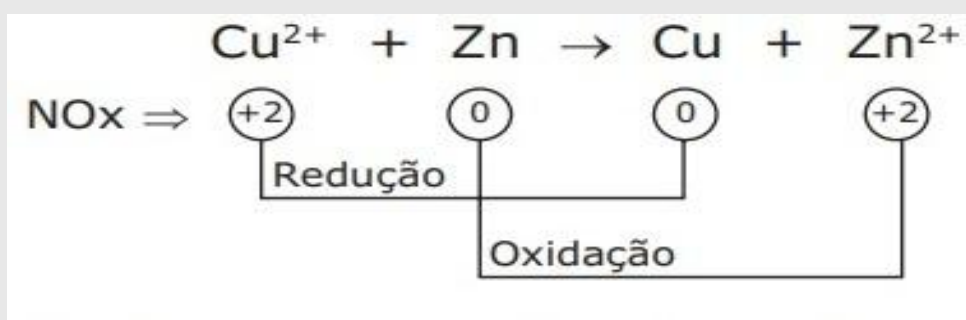


A etapa final o cálculo de x é:

$$+2 + x + (-8) = 0 \rightarrow x = 8 - 2 = 6 \rightarrow x = +6$$

Essa carga será dividida por apenas um átomo do elemento enxofre. O NÚMERO DE OXIDAÇÃO calculado é +6.

Enfim, os NÚMEROS DE OXIDAÇÃO são úteis, pois são maneiras de identificarem-se reações de OXIDAÇÃO-REDUÇÃO.



É OXIRREDUÇÃO!

Muitas vezes há utilidade em saber se uma reação pode ser classificada como OXIDAÇÃO-REDUÇÃO, ou ácido-base, ou reação de precipitação ou reação de qualquer outro tipo.

Além disso, o NOX é fundamental para prever a formação de compostos químicos e entender a estabilidade das substâncias. Ele também é usado para balancear equações químicas e analisar a eletronegatividade dos elementos envolvidos.

4. O BAFÔMETRO E REAÇÕES REDOX

O bafômetro é um aparelho bastante utilizado na área de segurança viária, com a finalidade de verificar se o indivíduo ingeriu bebida alcoólica (que contém etanol). O aparelho detecta etanol no vapor da respiração, quantifica-o e estima a concentração de álcool no sangue.

A lei estabelece os limites permitidos para essa concentração.



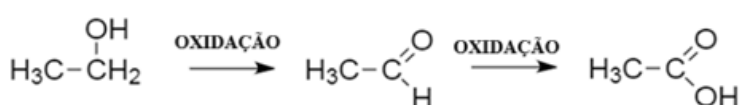
Figura 9: motorista fazendo o teste do bafômetro

Ao consumir bebidas alcoólicas, o etanol (substância que faz parte da função orgânica álcool) é absorvido pelo corpo, passando por várias fases que envolvem a produção de aldeídos e ácidos carboxílicos, antes de ser eliminado pelo organismo.

Podemos observar as reações do etanol, principal componente, que é o foco das reações químicas REDOX que ocorrem no corpo humano.

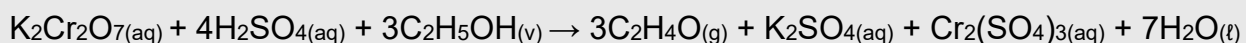
Ao consumir o etanol, no organismo, ocorre reação de OXIDAÇÃO.

Verifica-se a saída de hidrogênio do etanol para o etanal (substância que faz parte da função orgânica aldeído) e depois entrada de oxigênio do etanal para o ácido etanoico (substância que faz parte da função orgânica ácido carboxílico).



No bafômetro, essas reações provocam a ativação do aparelho, que por sua vez indica a existência ou ausência dessa reação.

A reação que ocorre é entre o etanol e o dicromato de potássio e é catalisada por ácido sulfúrico. O dicromato de potássio pode ser usado como agente OXIDANTE para o etanol. A transformação da tonalidade de amarelo alaranjado para verde demonstra visualmente essa transformação ocorrendo.



O principal produto da reação é o Sulfato de Crômio III, um composto verde, juntamente com outros compostos. Assim, ocorre a redução do cromo, evidenciada pela alteração do número de oxidação de +6 no reagente para +3 no produto, o que explica a alteração de cor ao longo da reação.

O álcool oxida parcialmente para aldeído.

Ao simular a reação com álcool em concentrações variadas, nota-se a reação através de diferentes tonalidades dos produtos.



Figura 10: Teste da reação dicromato de potássio com diferentes concentrações de álcool

É claro que a quantidade de álcool oxidada é exibida no bafômetro e é determinada pela estequiometria dos reagentes, portanto, essas reações são detectadas por sensores.

A operação deste dispositivo se baseia nessas reações redox e se dá através da transferência de elétrons, que é confirmada pela alteração no número de oxidação das espécies. O desenvolvimento do bafômetro é clara aplicação onde a transformação de energia química, proveniente de uma reação REDOX, pode ser aplicada para proteger a vida das pessoas.

5. COMBUSTÃO

5.1 As Queimadas, Combustíveis e Comburente

A combustão é um processo químico, que envolve uma reação redox, essencial em nossa existência. Na química, sua atuação vai desde a geração de energia até o preparo de alimentos.

No entanto, ela pode revelar aspectos negativos, e um exemplo são as queimadas no Pantanal-MS. As queimadas são conhecidas por serem agressivas ao meio ambiente, afetando qualidades à fauna e à flora.



Figura 11: queimada

As reações de combustão de calor são exotérmicas (liberam calor) e é primordial que ocorra uma combinação entre o combustível (que queima) e um comburente (que possibilita a combustão).

O comburente é encontrado no ar na forma de gás oxigênio.

Normalmente, o oxigênio é extraído do ar atmosférico, que contém cerca de 21% de oxigênio.

Nas queimadas o combustível é o próprio mato (árvores e folhas secas).

O combustível contém substâncias que serão consumidas durante a combustão. Pode ser em forma de sólido, líquido ou gás.

Podemos citar no cotidiano outras formas de combustíveis e classificá-los: os combustíveis são normalmente não renováveis (gasolina, querosene, óleo diesel...) e renováveis (álcool, biodiesel, biogás...).

Quando a molécula do principal componente de um combustível contém carbono como elemento principal, os principais produtos da queima são geralmente gás carbônico e água, contudo, se o combustível for gás hidrogênio os produtos serão água e gás oxigênio.

Isso é muito importante para o meio ambiente e para vida.

A poluição e impactos ambientais como o efeito estufa, dependem do tipo de combustível lançado na atmosfera.

Uma fonte de calor é necessária para iniciar a combustão e sua função é fornecer calor para romper a energia de ativação da reação.



Figura 12: elementos da combustão

Para dar início à combustão, é necessário que o combustível seja aquecido a uma temperatura elevada, conhecida como temperatura de ignição.

Isso pode ser realizado através de uma faísca, fogo ou qualquer outra fonte de calor.

Quando esses três componentes (combustível, oxigênio e calor) se combinam nas condições estequiométricas, a combustão se inicia, emitindo energia na forma de calor e luminosidade.

5.2 Reação Redox: Queima Completa e Incompleta

A queima de uma vela é também um exemplo básico de combustão.

Conforme cobrir a vela em chamas com um copo, gradualmente a chama vai se apagando até desaparecer completamente.

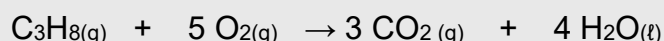
Isso acontece porque a oxigênio presente no interior do copo é utilizado completamente.



Figura 13: queima da vela

A queima de vela em ambiente aberto é completa, em ambiente fechado é incompleta.

Devemos sugerir uma ocorrência de combustão completa, que ocorrerá quando houver excesso de gás oxigênio no ambiente.



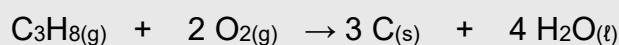
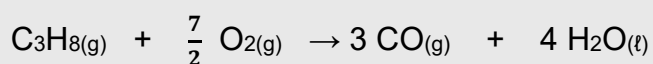
A equação representa a queima completa do propano, um dos componentes presente no gás de cozinha (GLP).

A formação das moléculas de gás carbônico indica a oxidação total dos átomos de carbono na molécula de propano, sendo assim, no dióxido de carbono os átomos de carbono receberá o máximo de átomos de oxigênio por molécula.

Fica evidenciado que o caminho da combustão será em função do ganho de oxigênio dos átomos de carbono.

E se o ambiente onde ocorre a oxidação tiver uma quantidade reduzida de gás oxigênio ocorrerá uma combustão parcial ou incompleta, que pode resultar na produção de monóxido de carbono ou carvão.

Essas combustões incompletas podem ser equacionadas de duas formas:



Se for adotado como referência a combustão de 1 mol de propano, observa-se que a estequiometria requer um ambiente com 5 mols ou mais de gás oxigênio para uma combustão completa.

No entanto, para ocorrer uma combustão incompleta, o ambiente necessita de 3,5 mols ou 2 mols do comburente, ou seja, um ambiente com menor quantidade de gás oxigênio.



Figura 14: combustão completa e incompleta

5.3 Combustão, Vida e Tecnologia

Neste cenário de combustão incompleta, observe-se que o monóxido de carbono é um gás nocivo, enquanto o gás carbônico não é tóxico.

Isso pode ser fatal para a vida de uma pessoa.

O comportamento do CO pode ser explicado pela existência da ligação entre o átomo de carbono e o de oxigênio que sobra elétrons não ligantes (molécula funciona como radical que provoca a oxidação), resultando na formação de uma molécula que se liga à hemoglobina e é transportada para o nosso cérebro, causando danos irreparáveis.

É possível afirmar que a combustão tem um papel fundamental na nossa sociedade, e não apenas aspectos negativos, sendo uma das principais fontes de energia térmica utilizadas globalmente.

Essa reação redox contribui no avanço de novas tecnologias: como os motores de combustão interna que são movidos a gasolina e diesel e movimentam veículos e equipamentos; as usinas de energia movidas a carvão e gás natural e petróleo geram eletricidade para nossas residências e indústrias que são alguns exemplos de aplicação útil para vida e existência do ser humano.

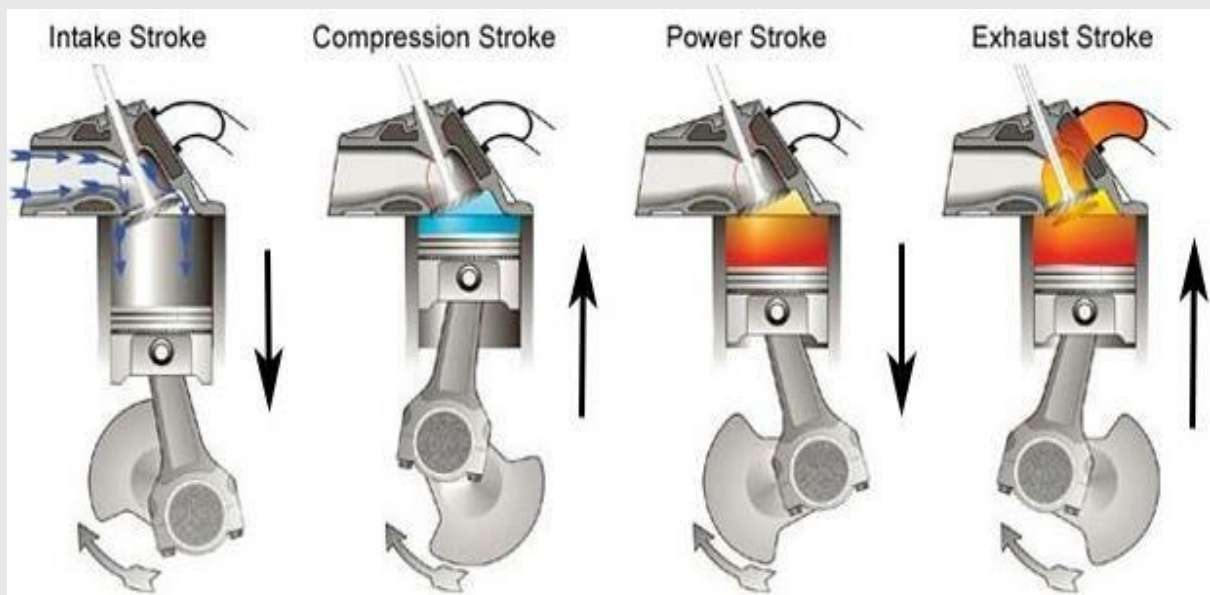


Figura 15: combustão no motor

A combustão também é usada em processos industriais para produzir calor e energia, fabricar materiais, como aço e vidro, e até mesmo na cozinha, para cozinhar alimentos. A nossa sobrevivência depende da combustão.

6. CORROSÃO: CIÊNCIA E TECNOLOGIA

6.1 Não é apenas Ferrugem!

O termo corrosão surge para expressar um processo que gera a oxidação indesejada de um metal ou liga metálica, diminuindo a vida útil destes objetos, como pontes, automóveis, grades, janelas e eletrodomésticos, entre outros.

Pode também ocorrer em concretos, polímeros orgânicos ou outros materiais suscetíveis aos mecanismos do processo.

A imagem mostra a ferrugem em uma ferradura para cavalos.



Figura 16: ferrugem na ferradura

A ferrugem é um processo de corrosão e envolve uma reação de oxidorredução.

Em ambiente úmidos ou salinos pode ocorrer a interação do gás oxigênio presente no ar com o material que compõe a ferradura (aço).

Os átomos de oxigênio são incorporados no sistema formando como produto óxido de ferro, o que é comprovado pela mudança de aparência e peso do material.

Para se juntar ao ferro é necessário que o oxigênio ganhe elétrons, funcionando assim como agente oxidante, agindo como substância com o potencial de arrancar elétrons.

Temos portanto um sistema com reação de oxido redução em que o ferro oxida, perdendo elétrons e o oxigênio reduz, ganhando elétrons.

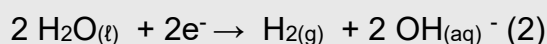
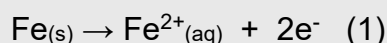


Figura 17: corrosão em meio aquoso

6.2 Corrosão Eletroquímica e Reações Redox

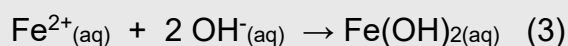
Para descrever o processo de corrosão eletroquímica onde um metal está em contato com um eletrólito e simultaneamente ocorrem reações anódicas (oxidação) e catódicas (redução).

Então podemos representar a formação da ferrugem em meio aquoso pela equação:

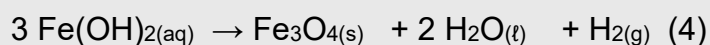


A equação (1) trata-se de uma reação anódica, ocorrendo a oxidação (migração dos ions Fe^{2+} para o cátodo) e na equação (2) nós representamos a reação catódica, onde ocorre a redução (ions OH^- direcionan-se para o ânodo).

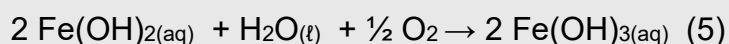
O resultado de todo o processo é inicialmente a formação do hidróxido ferroso na equação (3):



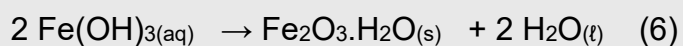
A partir desse momento o teor de oxigênio no meio é que define os produtos finais. Em presença de baixo teor de oxigênio, podemos representar a equação:



Caso o teor de oxigênio seja alto, tem-se:



Logo,



Portanto, o produto final da corrosão, ou seja, a ferrugem, consiste nos compostos Fe_3O_4 (coloração preta), conforme equação (4) e $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (coloração alaranjada ou castanho-avermelhada), de acordo com o que foi mostrado nas equações (5) e (6).



Figura 18: coloração da ferrugem

Objetos enferrujados podem abrigar uma bactéria denominada *Clostridium Tetani* e causar o tétano.

A ferrugem cria fendas e cavidades nos objetos metálicos e o ambiente com pouco oxigênio (pouco oxidante) pode ser favorável e ideal para o alojamento dessa bactéria.

Devemos evitar o corte com objetos enferrujados e deixar a vacina em dia.

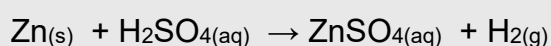


Figura 19: cartaz de campanha de vacinação em prevenção ao tétano

6.3 Corrosão Química e Reações Redox

De um modo geral, a corrosão é um processo resultante da ação do meio sobre um determinado material, causando sua deterioração.

Ela não ocorre necessariamente na presença do gás oxigênio como OXIDANTE. Podemos citar um exemplo de corrosão química entre zinco e ácido sulfúrico:



O zinco sofre corrosão e o material que provoca sua OXIDAÇÃO é um ácido forte. Nas corrosões, portanto, a variação do NÚMERO DE OXIDAÇÃO é uma ferramenta fundamental para identificar os OXIDANTES e REDUTORES.

Podemos concluir que na OXIDAÇÃO do ferro e do zinco o NÚMERO DE OXIDAÇÃO aumenta, identificando-os como REDUTORES do meio.

Um dos elementos do AGENTE OXIDANTE irá sofrer uma diminuição no NÚMERO DE OXIDAÇÃO, diante disso, podemos identificar que nas reações de corrosão essas espécies sofreram alteração e que ocorreu TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS.

7. METALURGIA DO FERRO E OUTROS METAIS...

A maioria dos metais estão OXIDADOS no meio ambiente e existem na forma de óxidos ou sulfetos.

Para obter o metal é necessário fazer com que o minério passe por um processo REDOX, o metal sofra REDUÇÃO, e esse produto passe por processos de otimização até formar o material de interesse (prego, arame, parafusos...).

Para obtenção do ferro, o agente redutor normalmente é o carvão, o ramo da metalurgia é chamado de SIDERURGICA e o produto final é o aço.

O chamado processo de fundição é muito famoso como sistema de obtenção do ferro. Esta técnica envolvia a queima de uma combinação de minério de ferro (os óxidos, magnetita [Fe_3O_4] e hematita [Fe_2O_3]), carvão mineral e calcário em fornos de argila, resultando na produção de ferro gusa e cinzas.

Povos africanos contribuíram para desenvolvimento tecnológico e na atualidade temos na siderurgica o chamado alto forno que funcionam em elevada temperatura.

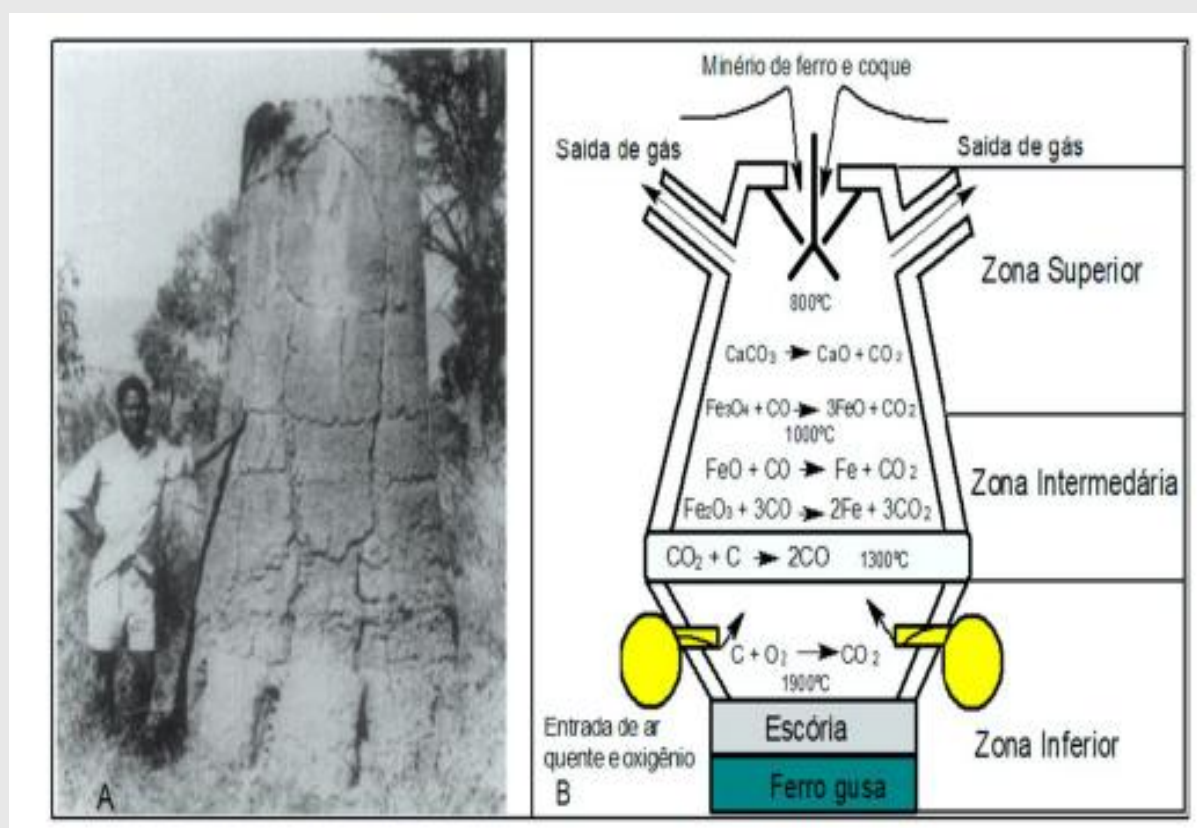
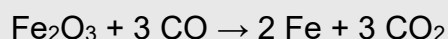


Figura 20: o ferreiro africano e reações no forno de mineração.

Inúmeras reações REDOX ocorrem no sistema pois o ferro precisa desincorporar (separar-se) do oxigênio.

A reação geral REDOX é dado por:



A queima do carvão aquece o forno, produzindo vapores de minério de ferro que se espalhavam pelo interior, onde o óxido de ferro era dissolvido, resultando na produção de ferro metálico.

Ao queimar o carvão, o monóxido de carbono (CO) era produzido, contribuindo para a REDUÇÃO dos minérios de ferro e ferro ao Fe^0 (forma reduzida do ferro).

As reações REDOX no alto forno são identificadas pela saída de oxigênio incorporado ao ferro no óxido.

A queima do carvão produz o monóxido de carbono que é o AGENTE REDUTOR, promovendo a REDUÇÃO do ferro.

O NÚMERO DE OXIDAÇÃO do ferro diminui durante o processo de ganho de elétrons.

De uma maneira geral em outros metais é utilizada uma técnica denominada de USTULAÇÃO, que é um processo no qual a mistura mineral (SULFETO) é aquecida a temperaturas abaixo do ponto de fusão, na presença de um gás, normalmente o ar, provocando uma modificação química.

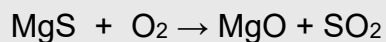
Essa transformação ocorre também por meio de reação REDOX.

Podemos citar sua aplicação na obtenção de metais como chumbo, cobre, prata, zinco e mercúrio.

Alguns minérios na forma de sulfeto são expostos a corrente de ar e reagindo com o gás oxigênio.

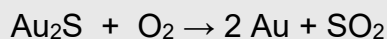
Para um sulfeto de metal não nobre (ferro, magnésio, zinco, alumínio...) temos a formação de óxidos.

A reação é dada por:



Quando utilizamos um sulfeto de metal nobre forma-se um metal na forma reduzida.

Temos a reação:



O método é importante pois separa um produto de alto ponto de fusão de um gás. Mas esse gás é o dióxido de enxofre, um promovedor de poluição e causador da chuva ácida.

8. CÉLULAS ELETROQUÍMICAS: ENERGIA E TECNOLOGIA

8.1 A Transformação de Energia em Processos eletroquímicos

É um sistema em que a reação de OXIRREDUÇÃO gera um fluxo de elétrons em que permite montar dispositivos como pilhas (gerar energia elétrica) ou sistemas eletrolíticos (produção de gás hidrogênio na eletrólise e outras aplicações).

Em uma célula eletroquímica ocorre transformação de ENERGIA química em ENERGIA elétrica e vice-versa.

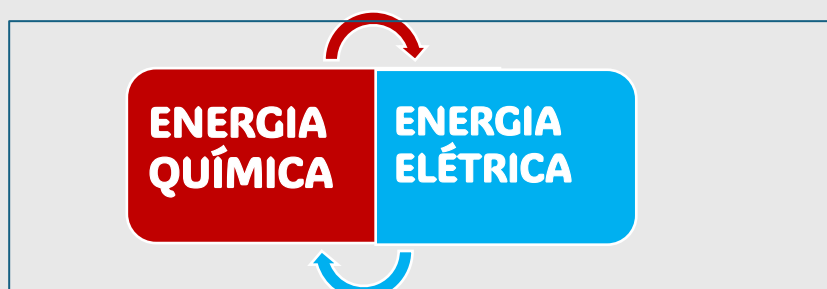


Figura 21: a conversão de energia.

A eletroquímica é a parte da termodinâmica que trata das reações capazes de produzir corrente elétrica ou das reações, que para ocorrerem necessita de corrente elétrica.

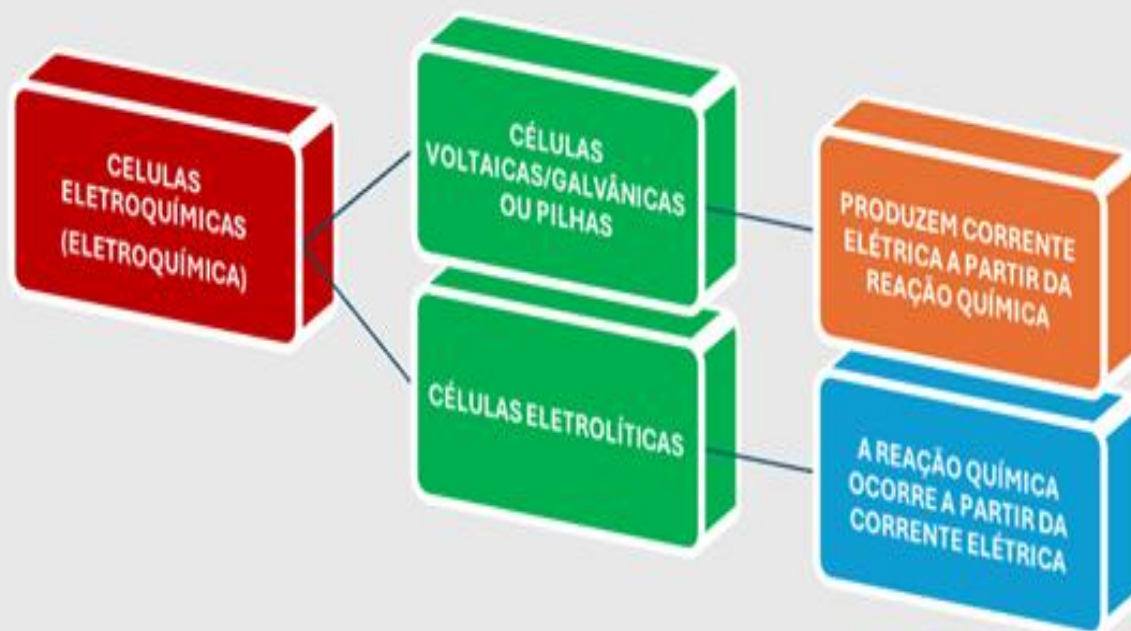


Figura 22: classificação da eletroquímica

As pilhas e baterias, também chamadas de células Galvânicas/Voltaicas, desempenham um papel crucial em nossa vida cotidiana, fornecendo energia portátil para uma ampla gama de dispositivos eletrônicos, desde lanternas até smartphones.

Esses dispositivos funcionam com base em reações REDOX, onde ocorre a transferência de elétrons entre componentes químicos, eles transformam ENERGIA química em ENERGIA elétrica.

Inicialmente surge o termo célula voltaica, que vem do seu inventor Alessandro Volta ao idealizar um sistema com discos de cobre e zinco, embebidos de vinagre que funcionava como dispositivo para gerar energia.

O termo “célula galvânica” pode ser utilizado para pilhas e baterias em homenagem a Luigi Aloísio Galvani, que também contribuiu para evolução desse dispositivo.

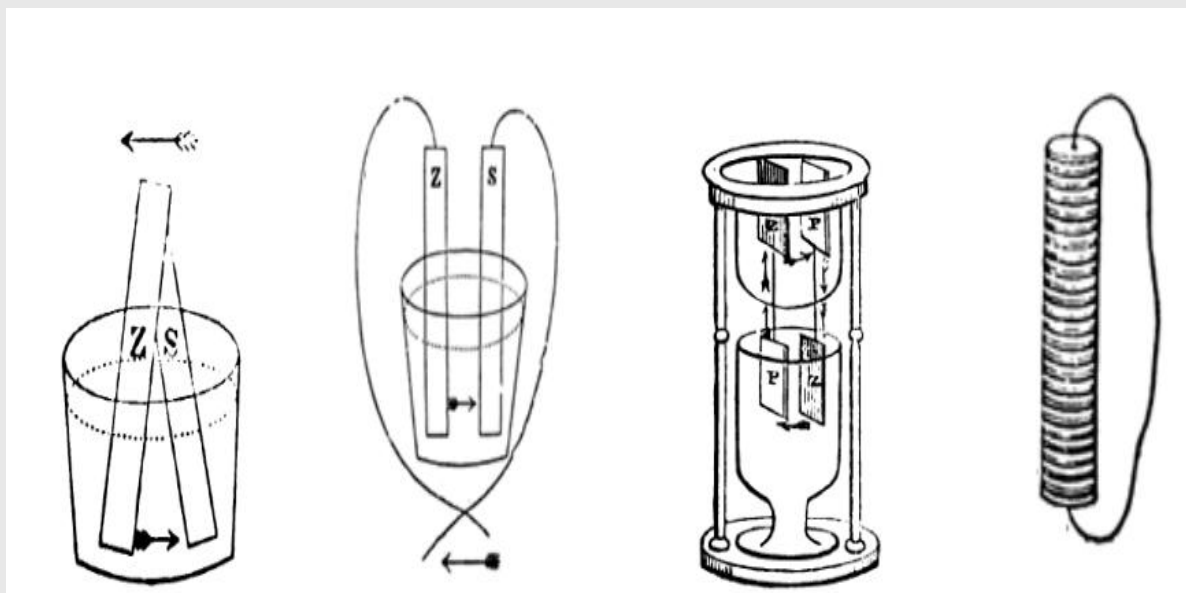


Figura 23: evolução da célula Galvânica

Porém, foi John F. Daniell, por volta de 1836, desenvolveu essa célula para fornecer energia constante. Em aproximadamente dez anos de trabalho, Daniell chega a uma versão final de sua pilha com um eletrodo de zinco amalgado e um eletrólito de ácido sulfúrico diluído, e outro eletrodo de cobre em contato com uma solução ácida de sulfato de cobre.

Na pilha de Daniell, um recipiente de argila porosa separava os eletrólitos.

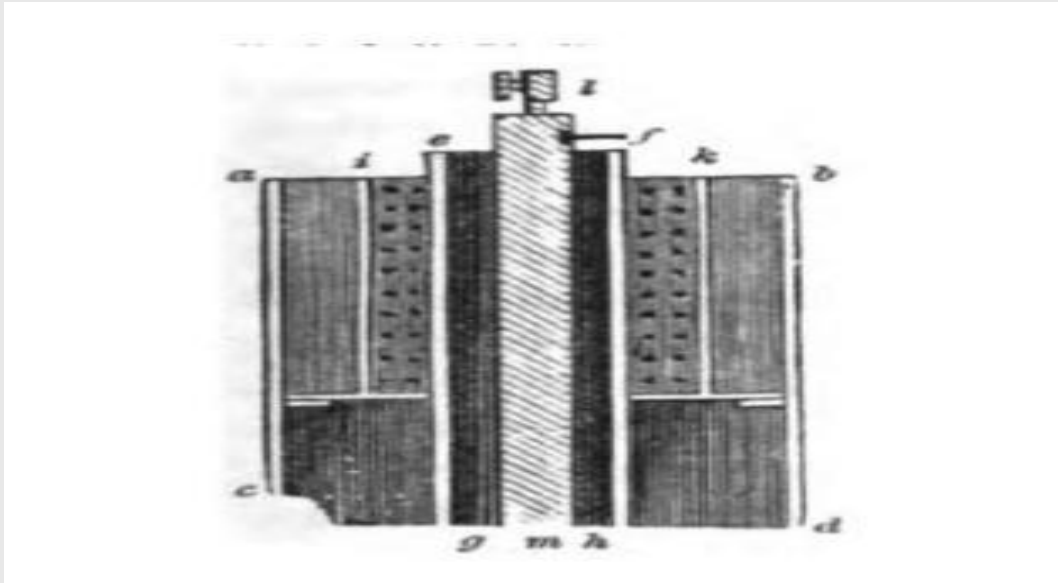


Figura 24: versão final da pilha de Daniell.

Foi Daniell quem otimizou o dispositivo e passou a produzir corrente por muito mais tempo, sendo aproveitada para o funcionamento do telégrafo elétrico na época.

Para obter esse resultado ele associou em série suas pilhas desenvolvendo algo de melhor performance.

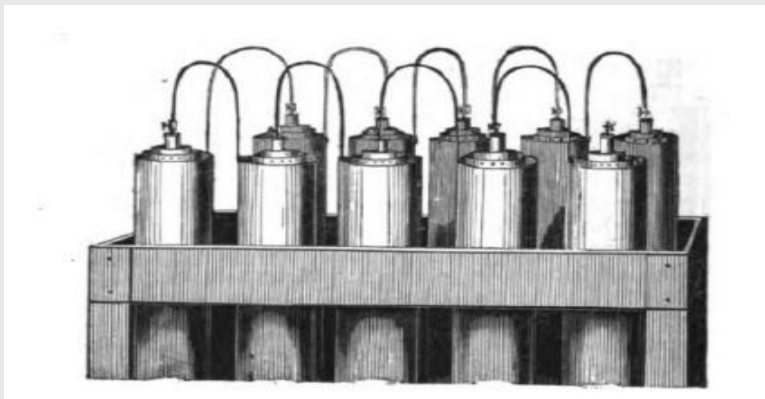


Figura 25: versão otimizada da pilha de Daniel

Todos esses feitos contribuíram para fabricação da bateria moderna que temos atualmente e é utilizada para o funcionamento dos automóveis.



Figura 26: modelo de baterias atual

Atualmente, uma pilha para funcionar como material portátil tem que ser preferencialmente, de baixo custo, pequena para ser transportada, pouco tóxica (pilhas antigas eram muito tóxicas), com vida útil considerável e elevada energia específica.

Uma pilha deverá conter a capacidade de armazenar o máximo de energia em um pequeno volume.

Muitas pilhas funcionam como dispositivos descartáveis que convertem energia química em energia elétrica devido a uma diferença de potencial entre o polo positivo (cátodo) e o polo negativo (ânodo).

Uma vez que a reação química interna esteja completa, a pilha não pode ser recarregada e deve ser descartada de forma adequada, sendo movida por uma reação irreversível.

As baterias também são células galvânicas que, por definição, é um conjunto de pilhas. Essa associação de pilhas resulta no aumento da diferença de potencial (a voltagem).

Se combinarmos, adequadamente, 6 pilhas de 2V teremos uma bateria de 12V.

O senso comum diz que bateria é uma pilha recarregável. Sob essa perspectiva, a bateria pode ser classificada como um dispositivo duplo: funciona como uma célula galvânica quando está em operação e como uma célula eletrolítica durante o processo de recarga. As baterias são dispositivos recarregáveis que também convertem energia química em energia elétrica, mas podem ser recarregadas várias vezes antes de serem substituídas.

Nos dispositivos recarregáveis temos substâncias que admitem reação redox reversível, ou seja, reação no sentido da descarga e reação no sentido da carga.

Podemos obter então uma classificação das células galvânicas:

CÉLULAS PRIMÁRIAS	CÉLULAS SECUNDÁRIAS
• NÃO PODEM SER RECARREGADAS. • PILHA COMUM E CÉLULAS COMBUSTÍVEIS	• PODEM SER RECARREGADAS • BATERIAS

Figura 27: classificação das pilhas

As reações REDOX desempenham um papel central no funcionamento das pilhas e baterias e elas resultam numa diferença de potencial positivo ($\Delta E > 0$) entre os eletrodos. Essa diferença de potencial é impulsionada por uma variação de energia de Gibbs negativa ($\Delta G < 0$), logo, trata-se de reação espontânea da célula eletroquímica.

Ao longo da reação (uso do dispositivo) a diferença de potencial diminui e chega a zero no equilíbrio, momento em que a pilha está descarregada.

8.2 Reações Redox nas Células Eletroquímicas Primárias

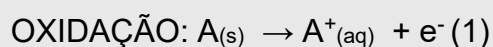
Para descrever melhor uma pilha típica, ocorrem duas meias-reações redox, uma em cada eletrodo:

No eletrodo negativo (ÂNODO): neste local ocorre a oxidação, resultando na perda de elétrons.

Esse eletrodo é o de menor potencial de REDUÇÃO.

Isso gera íons carregados positivamente, chamados cátions, e elétrons livres durante o funcionamento.

A equação REDOX típica no ânodo é representada “genericamente” como:

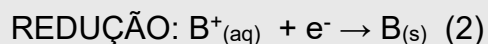


A^{+} possui o número de oxidação maior que A , logo concluímos que ocorreu OXIDAÇÃO da espécie no eletrodo.

Eletrodo positivo (CÁTODO): neste local ocorre a redução, onde os íons e os elétrons livres se combinam para formar um novo composto.

Esse eletrodo é o de maior POTENCIAL DE REDUÇÃO.

A equação REDOX típica no cátodo é representada genericamente como:



B possui o número de oxidação menor que B^{+} , logo concluímos que ocorreu redução no local.

Se tivermos uma solução, os íons da solução irão depositar na sua forma metálica na placa do eletrodo, aumentando a massa.

Um esquema REDOX resumido pode ser idealizado:

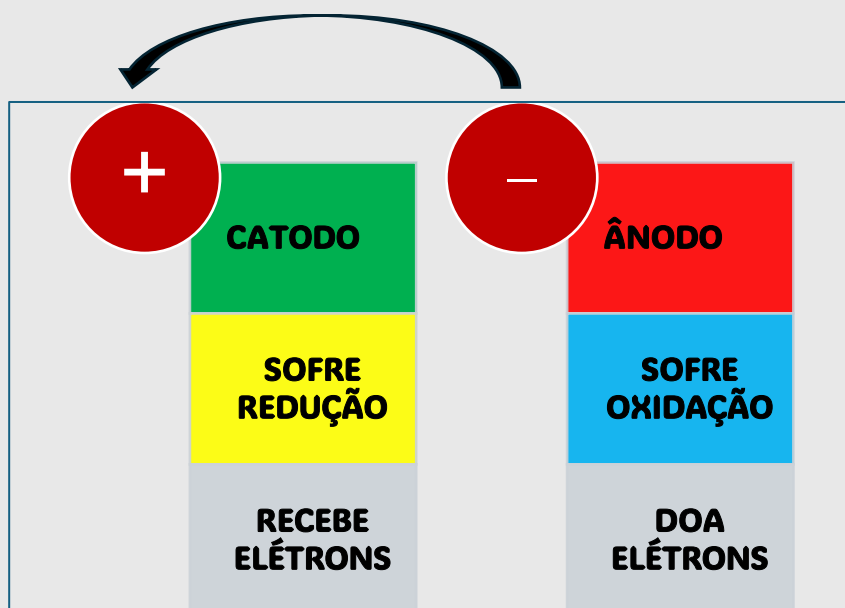


Figura 28: esquema redox

A pilha de Daniel é ilustrada atualmente da seguinte maneira:

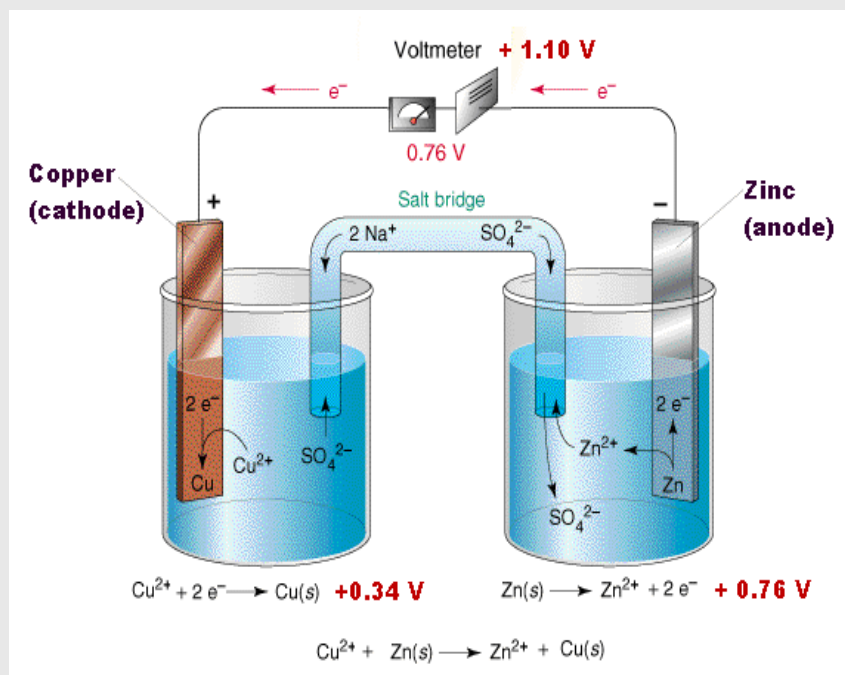


Figura 29: esquema da pilha de Daniel (Chemistry LibreTexts)

As reações REDOX (1) e (2) ocorrem em compartimentos separados, que estão conectados por um condutor externo.

Entre os eletrodos, existe um eletrólito, que permite o fluxo de íons entre os eletrodos, mantendo a carga elétrica equilibrada (denominada ponte salina).

Os elétrons gerados na OXIDAÇÃO no ÂNODO (eletrodo de zinco com potencial padrão -0,76 V) fluem pelo condutor externo em direção ao CÁTODO (eletrodo de cobre com potencial padrão +0,34 V) onde são consumidos na REDUÇÃO.

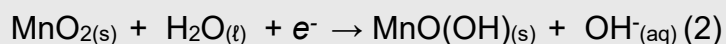
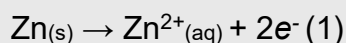
Esse fluxo de elétrons cria uma corrente elétrica, que pode ser usada para alimentar dispositivos eletrônicos.

A TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS pode ser facilmente detectada por um aparelho chamado de multímetro (mede corrente e voltagem).

8.3 Reações redox em Pilhas e Baterias Modernas

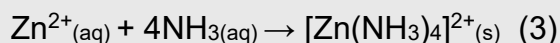
A pilha comum ou a pilha padrão possui um invólucro de zinco que serve como ÂNODO.

No interior da pilha existe um eletrodo de grafite inerte em contato com uma pasta de óxido manganês que serve como cátodo.

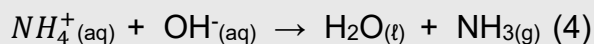


Essas são as reações principais onde o zinco sofre OXIDAÇÃO e o óxido de manganês sofre REDUÇÃO.

Entretanto, temos reações secundárias:



O zinco oxidado acaba associando a amônia (que vem do cloreto de amônia também presente na pasta) e formando um complexo de zinco.



O OH^{-} é capturado pelo NH_4^{+} formando água e amônia gasosa.

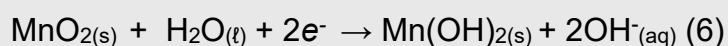
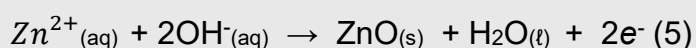
Essa é uma pilha que corre o risco de explodir pela presença do produto gasoso formado na reação secundária, logo não devemos armazená-la em locais aquecidos.



Figura 30: uma pilha comum

O potencial máximo dessa pilha é 1,5 V e pode durar bastante, dependendo do aparelho que vai utilizá-la.

A pilha alcalina se diferencia da pilha comum por possuir OH^- na reação direta. As principais reações em uma pilha alcalina são:



Os elétrons liberados na OXIDAÇÃO são utilizados na redução do óxido de manganês.

Em vez de 1 mol de elétrons como na pilha comum, são utilizados 2 mols de elétrons e formado o hidróxido de manganês.

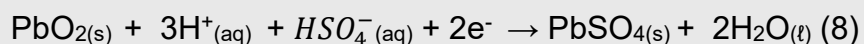
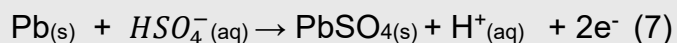
A denominação pilha alcalina vem da participação do OH^- nas duas etapas, também não temos reações secundárias e a pilha não tem risco de explosão pois não forma amônia gasosa.



Figura 31: uma pilha alcalina

O potencial dessa pilha também é 1,5 V (igual ao da pilha comum), porém o consumo dos reagentes é mais lento, fazendo assim que a pilha dure mais tempo (um tempo de vida útil maior).

A bateria de automóvel é também chamada de bateria “chumbo-ácido”, pois é regida pelas reações:



Essas equações descrevem uma pilha de potencial 2,0 V.

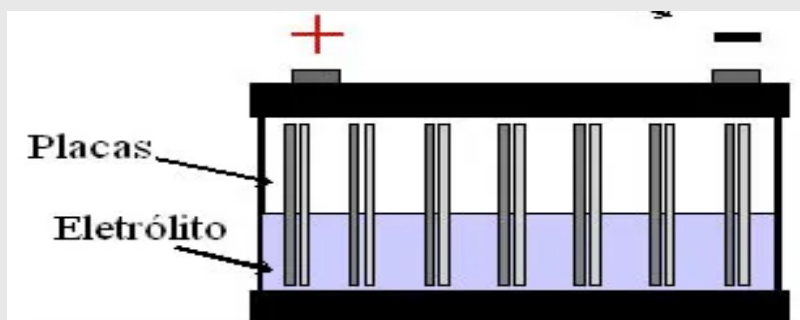


Figura 32: ilustração da bateria de um carro

Para formar a bateria é necessário associar 6 placas de chumbo adequadamente, produzindo assim 12 V.

A bateria é recarregável, logo, o sulfato de chumbo produzido nas duas etapas pode regenerar o chumbo e o óxido de chumbo.

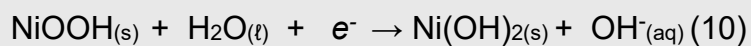
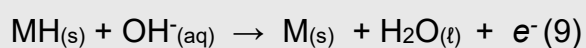
Se a bateria ficar muito tempo sem uso o sulfato de chumbo poderá incrustar danificando assim o sistema.

Por último podemos citar a bateria Níquel-metal-hidreto, onde esse metal costuma ser um metal de transição como cobalto.



Figura 33: a pilha recarregável

Temos as reações:



Essas reações são reversíveis e a pilha gera uma diferença de potencial de 1,2 V aproximadamente, podendo ser associada para aumentar seu potencial.

Se 4 pilhas forem associadas em série, por exemplo, podemos gerar um potencial de 4,8 V.

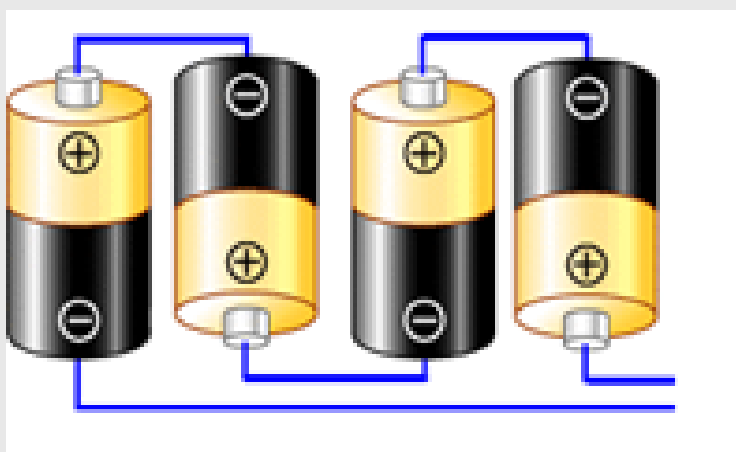


Figura 34: associação de pilhas em série

9. CÉLULAS COMBUSTÍVEIS

A célula combustível é um dispositivo galvânico considerado como fonte de energia limpa, inserido no que é modernamente chamado de hidrogênio verde.

Apesar de ser mencionado como algo moderno, ela foi descoberta e inventada em 1842, pelo inglês Sir William Grove.

O elemento chave deste dispositivo são os catalisadores, que decompõem a molécula de H_2 em hidrogênio atômico radicalar, o qual transfere seu elétron para o eletrodo (ânodo), que faz parte de um circuito, gerando um fluxo de elétrons e assim, uma corrente elétrica.

Ao transferir seu elétron o átomo de hidrogênio se converte em H^+ , o qual se difunde no sistema.

No outro lado do circuito, os elétrons transferidos ao eletrodo entram em contato com oxigênio (O_2). Esta espécie química incorpora inicialmente um elétron gerando O_2^- , o qual em presença do H^+ se transforma em $H-O-O^\cdot$ (radical – com elétron desemparelhado), uma espécie instável. Através de uma série de transformações este $H-O-O^\cdot$ é convertido em água.

Portanto, o combustível é o gás hidrogênio (H_2), que pode ser obtido por eletrólise da água, ou a partir de outras substâncias, como o metanol, enquanto o oxigênio (O_2) é obtido do ar.

As reações de conversão de energia são reações de oxirredução, pois envolvem a transferência de elétrons, os quais originam a corrente elétrica. De uma maneira geral, o hidrogênio se oxida (de Nox zero a +1) e o oxigênio se reduz (de Nox zero a -2).

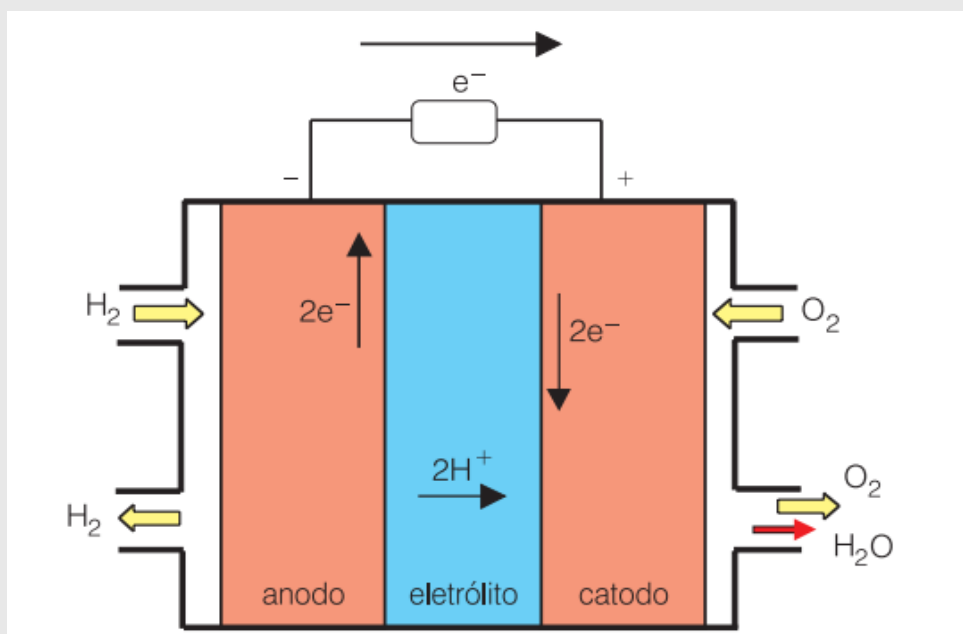


Figura 35: esquema de uma célula combustível hidrogênio/oxigênio.

Uma diferença importante em relação às pilhas e baterias é que nas células a combustível os reagentes não estão contidos no interior do sistema, mas sim armazenados externamente.

As células a combustível são dispositivos silenciosos que transformam energia química em energia elétrica sem causar danos ao ambiente.

São muito mais eficientes na conversão em trabalho da energia liberada na reação de combustão, porque não são dispositivos térmicos.

Abordando de outra forma, pode-se destacar que:

O gás hidrogênio é injetado no ÂNODO (ELETRODO DA OXIDAÇÃO) e é dissociado em prótons e elétrons.

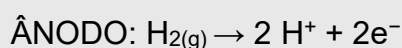
Esses elétrons migram para o motor produzindo a corrente elétrica, que é o principal objetivo de operação do dispositivo.

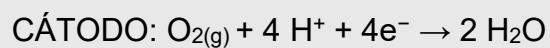
Os íons H^+ atravessam uma membrana condutora de prótons ou eletrólitos, em direção ao CÁTODO (ELETRODO DA REDUÇÃO).

No CÁTODO é injetado gás oxigênio que reage com os íons H^+ em presença dos elétrons que chegam no local (ganho de elétrons), resultando finalmente na produção de água (H_2O).

Todas as reações REDOX que ocorrem são espontâneas, movidas por diferença de potencial positivo e variação de energia de Gibbs negativa.

As semirreações que ocorrem nos eletrodos são dadas pelas equações:





Embora o principal combustível seja o hidrogênio, os problemas relativos aos seus armazenamento e distribuição têm levado à procura de combustíveis alternativos que facilitem a utilização nas células.

O metanol líquido pode ser utilizado pela introdução direta em uma célula de combustível, a partir do qual é obtido o hidrogênio.

10. ELETRÓLISE: REAÇÕES REDOX NÃO ESPONTÂNEAS

Uma eletrólise é uma reação REDOX não espontânea, para que ela ocorra é necessário fornecer ENERGIA na forma de corrente elétrica.

A eletrólise ocorre em uma chamada CELULA ELETROLÍTICA.

A reação REDOX que ocorre dentro do sistema é não espontânea (variação positiva da energia livre de Gibbs).

O ÂNODO da célula é o eletrodo positivo e vai atrair os ânions de maior POTENCIAL DE OXIDAÇÃO da solução, promovendo uma oxidação dessas espécies.

O CÁTODO da célula é o eletrodo negativo e vai atrair os cátions com maior POTENCIAL DE REDUÇÃO, promovendo a redução no local.

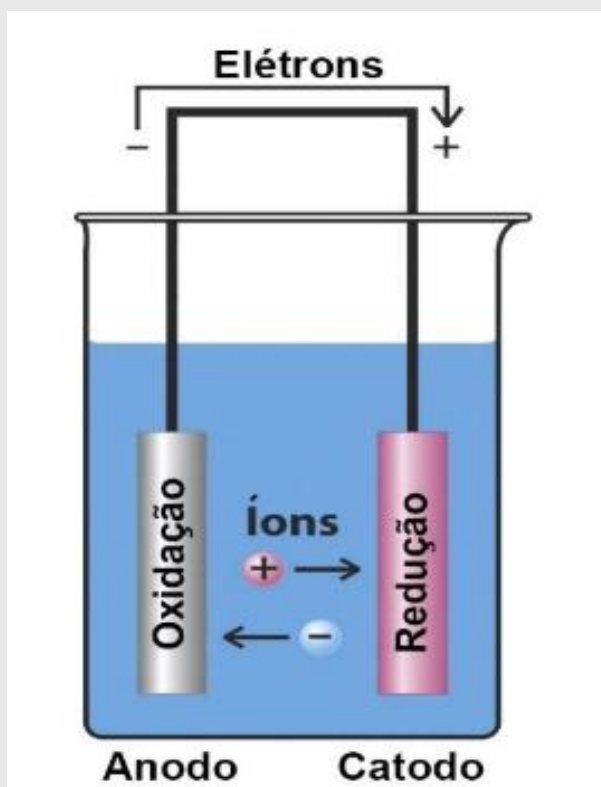


Figura 35: esquema de uma célula eletrolítica. (ATKINS; JONES - 2012).

Contudo, é preciso fornecer corrente para que os elétrons percorram o fio em uma direção específica.

A eletrólise pode fornecer corrente utilizando uma célula galvânica, semelhante a uma bateria recarregável ou uma fonte normal de energia elétrica.

Para induzir uma reação não espontânea, a fonte externa deve produzir uma diferença de potencial superior à que seria gerada por uma reação espontânea.

A relação estequiométrica entre as espécies reduzidas ou oxidadas e a quantidade de elétrons fornecidos na reação pode ser estabelecida.

Neste cenário, a quantidade de elétrons requeridos para reduzir uma espécie está ligada aos coeficientes estequiométricos da meia-reação de redução, que pode ser estabelecida através da corrente e do tempo de passagem da corrente.

As principais aplicações são a extração eletrolítica do alumínio e magnésio, o refino do cobre, a produção de metais a partir de seus sais, a eletrodeposição para proteção de materiais, a preparação do cloro, flúor e hidróxido de sódio, a proteção catódica, a galvanização para evitar corrosão, entre outros.

As aplicações mais comuns incluem a extração eletrolítica de alumínio e magnésio, o processamento de cobre, a fabricação de metais a partir de seus sais, a eletrodeposição para proteção de materiais, a produção de cloro, flúor e hidróxido de sódio, a proteção catódica, a galvanização para prevenir a corrosão, entre outras.

Em resumo, na eletrólise temos como princípio:

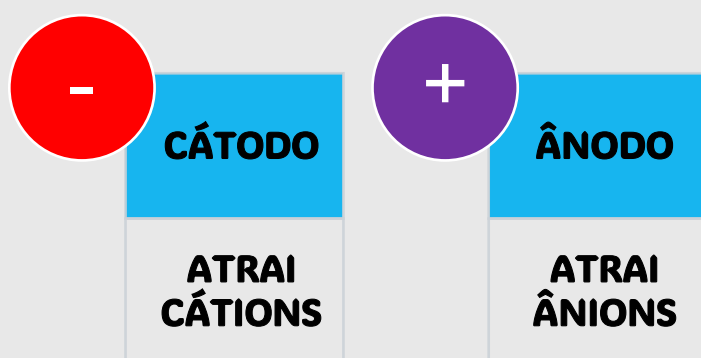
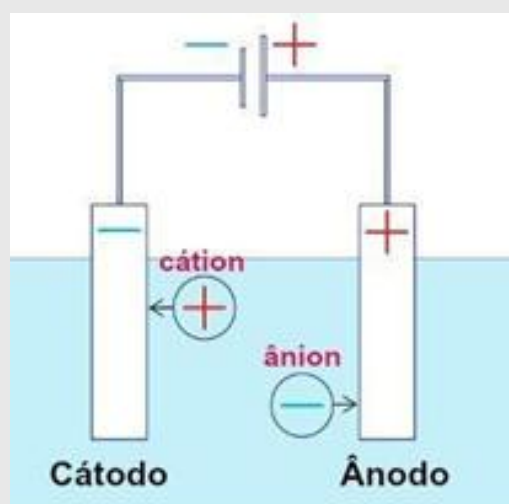


Figura 36: esquema do deslocamento de íons em uma célula eletrolítica

11. GALVANOPLASTIA: ELETRODEPOSIÇÃO DO OURO

A eletrodeposição do ouro em bijutérias é um exemplo de reação REDOX que ocorre dentro de uma célula eletrolítica.

No esquema uma fina camada de ouro é depositada sobre a bijutéria.

O fenômeno é chamado de eletrodeposição, o CÁTODO REDUZ os íons ouro da solução e no ÂNODO OXIDA a peça de ouro metálico.

A seguir o sistema eletroquímico:

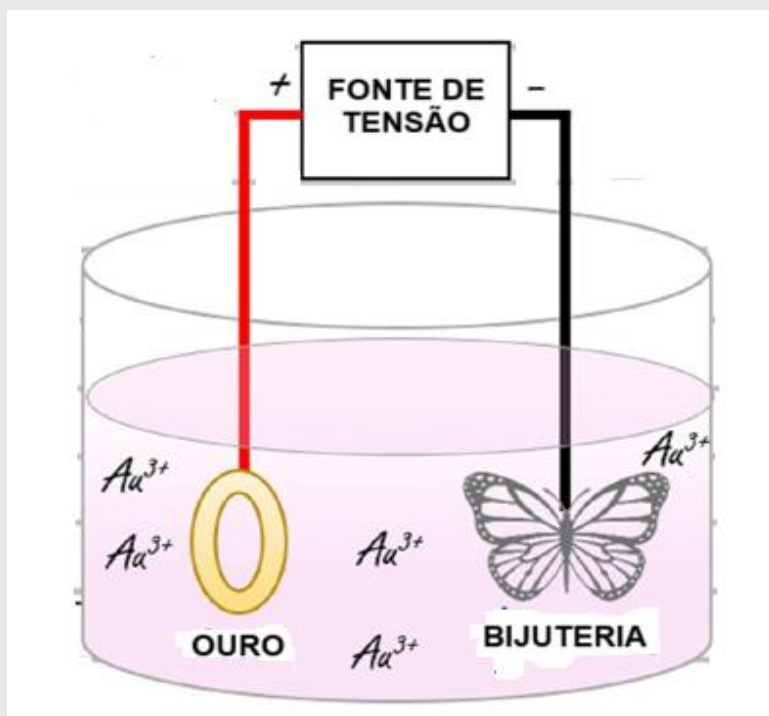
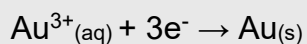


Figura 37: esquema de uma célula eletrolítica ocorrendo eletrodeposição

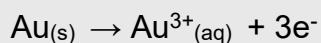
Em detalhe a célula eletrolítica utilizada no banho de ouro:

- Fonte de tensão;
- Ânodo: peça de ouro;
- Cátodo: bijutéria;
- Eletrólito: solução com íons Au^{3+} dissolvido.

O CÁTODO é o eletrodo mais importante, e é onde ocorre a REDUÇÃO dos íons Au^{3+} :



No ÂNODO a peça metálica sofre OXIDAÇÃO, produzindo íons ouro para solução:



Ocorre, portanto, o ganho de elétrons e de acordo com a lei de Faraday (1 mol de elétrons possui carga de 96500 C) são depositados 197 g de ouro para carga gerada por 3 mols de elétrons recebidos.

197 g (massa de 1 mol) ----- 3 x 96500 C (carga de 3 mols de elétrons).

De acordo com a relação $Q = i \times t$ (carga é igual a corrente multiplicada pelo tempo), podemos depositar, por exemplo, 2 g de ouro em uma bijuteria controlando uma corrente elétrica de 1 A, em aproximadamente 49 minutos.

197 g ----- 3 x 96500 C

2 g -----X X = 2939 C (carga necessária para depositar 2 g)

Aplicando a expressão: $Q = i \times t$ e utilizando uma corrente hipotética de 1A.

$2939 = 1 \times t$ logo $\rightarrow t = 2939 \text{ s}$ (equivalente a aproximadamente 49 min).

12. O HIDROGÊNIO: UMA FONTE DE COMBUSTÍVEL LIMPA

A transição energética (busca por combustíveis menos poluentes) é fundamental para o desenvolvimento das tecnologias de obtenção de combustíveis. O gás hidrogênio gera uma energia limpa, isenta de carbono.

Uma tecnologia que gera muito destaque é a que produz o hidrogênio verde (obtido por eletrólise).

Mas o que é hidrogênio verde? Como as REAÇÕES REDOX estão envolvidas nesse processo?

Antes de detalhar a sua forma de obtenção, temos que falar nos diferentes tipos de hidrogênio que pode ser obtido.

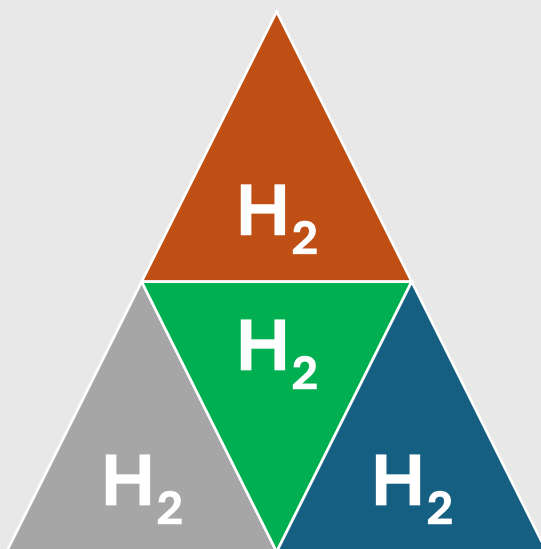


Figura 38: cores do hidrogênio

O hidrogênio produzido a partir da gaseificação do carvão é chamado de HIDROGÊNIO MARRON.

O processo é muito poluente e libera muito carbono para atmosfera.

Um outro processo de obtenção é por reforma a vapor do gás metano, portanto, temos o denominado HIDROGÊNIO CINZA.

Trata-se de um processo muito usual, porém também é poluente emitindo bastante carbono.

O HIDROGÊNIO AZUL é a junção dos dois sistemas anteriores, mas permeados por sequestro de carbono, reduzindo muito a emissão de poluentes.

E o hidrogênio verde?



Figura 39: armazenamento do gás hidrogênio

O HIDROGÊNIO VERDE é obtido pela eletrólise e a fonte de energia para ocorrer essa reação de OXIRREDUÇÃO é uma fonte renovável (pode ser solar, eólica...).

A passagem da corrente elétrica é capaz quebrar a molécula de água (eletrólise) e gerar moléculas de hidrogênio e moléculas de oxigênio.

A ELETROLÍSE pode ser classificada em algumas formas: a alcalina (aquosa), por óxido sólido (ígnea) e por PEM (membrana de troca de prótons), sendo a última a de maior eficiência e alta pureza.

A vantagem da eletrólise PEM seria não ter corrosão no local e trabalhar com água destilada e baixas temperaturas.

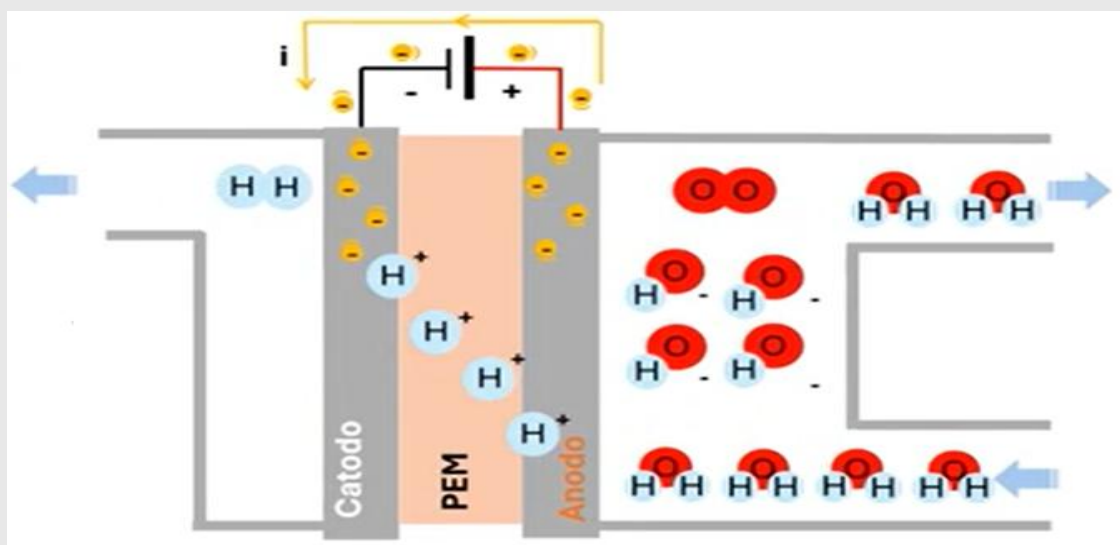
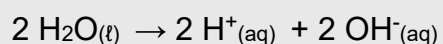
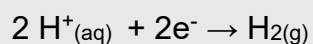


Figura 40: eletrólise PEM

O ELETROLISADOR PEM recebe água destilada no ÂNODO (catalisadores) e ocorre a quebra das moléculas de água em íons H^+ e OH^- por uma corrente de tensão contínua.

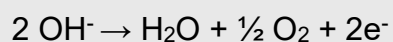


A membrana PEM permite a passagem apenas dos íons H^+ em direção ao CÁTODO (CÁTODO negativo atrai cátions).



O gás hidrogênio é formado no CÁTODO devido a uma reação de REDUÇÃO (ganho de elétrons).

Os íons OH^- perdem elétrons por OXIDAÇÃO no ÂNODO, produzindo água e liberando gás oxigênio para o meio ambiente.



A água formada pode reiniciar o processo.

13. ÓXIDO-REDUÇÃO DE COMPOSTOS ORGÂNICOS

O estudo dos compostos orgânicos no ensino médio, em geral, é centrado no reconhecimento das funções orgânicas e nos fundamentos de nomenclatura.

No entanto, é imprescindível que se associa aos compostos orgânicos as propriedades, as transformações e sua presença no cotidiano (Ver Garcez, Walmir Silva; Matsunaga, Luana Aparecida, Química orgânica para o Ensino Médio: uma Abordagem Inovadora).

Um dos aspectos que devem ser explorados nas transformações de compostos orgânicos são as reações de óxido-redução.

Um aspecto fundamental é que as reações de redução das substâncias carboniladas (aldeídos, cetonas e ácidos carboxílicos) são ENDOTÉRMICAS (OCORREM COM AUMENTO DE ENERGIA; SÃO LADEIRA ACIMA, EM TERMOS DE ENERGIA).

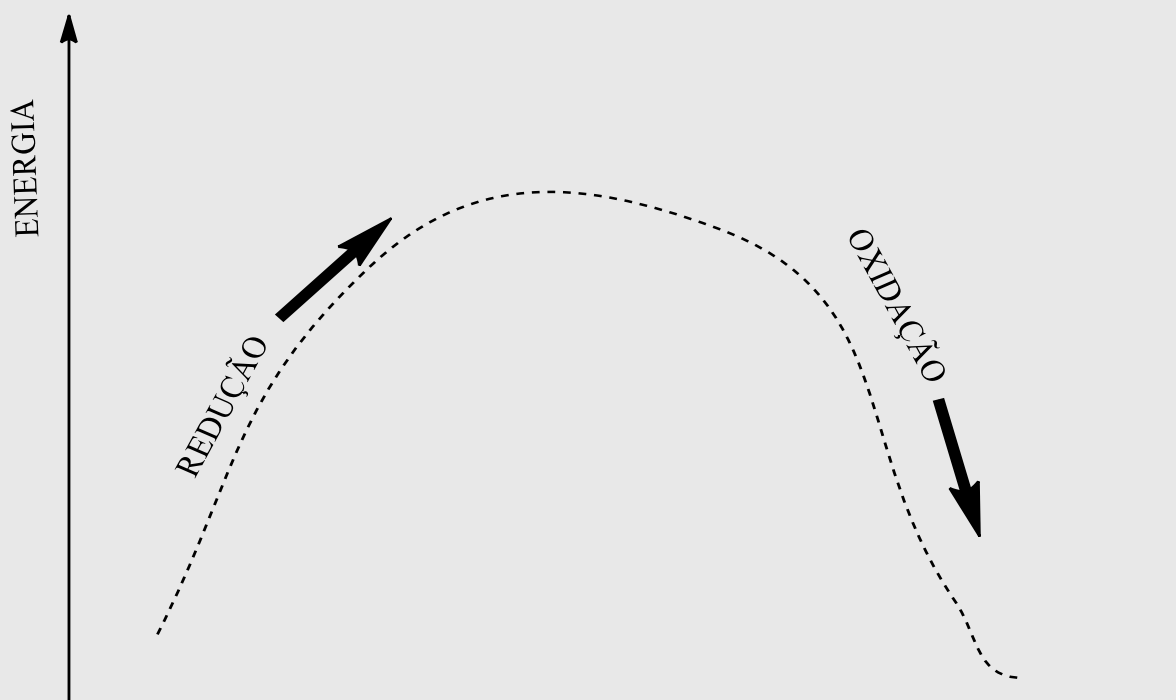


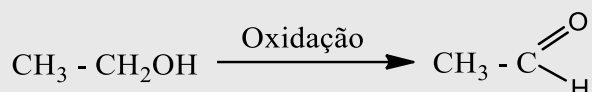
Figura 41: esquema geral da variação de energia das reações de óxido-redução de substâncias carboniladas.

13.1 Reações oxidação de compostos orgânicos

O principal grupo de funções orgânicas que participam dos processos de óxido-redução são os álcoois (forma reduzida), os aldeídos, as cetonas e os ácidos carboxílicos (formas oxidadas).

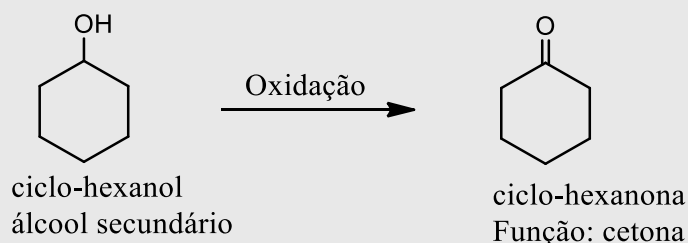
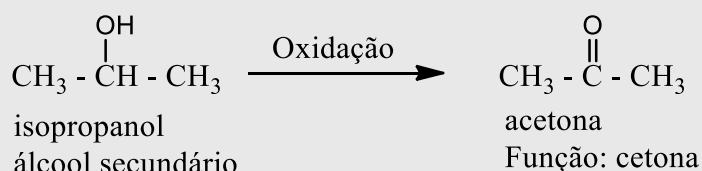
Todos viram no capítulo 4 a questão do bafômetro, que é um dispositivo para detectar e quantificar o etanol nos gases da respiração.

A oxidação do etanol é a base da detecção e quantificação no bafômetro. Portanto, essa é uma característica dos álcoois: a capacidade de sofrer oxidação.



Como se vê acima, a oxidação de um álcool primário leva à formação de um aldeído (suas moléculas têm uma carbonila extremidade da cadeia). Já a oxidação de um álcool secundário gera uma cetona (suas moléculas têm uma carbonila entre 2 carbonos).

Os álcoois terciários não se oxidam.



Aldeídos e cetonas se caracterizam por ter o mesmo grupo funcional (carbonila) nas suas moléculas. *Então, por que são funções diferentes?*

Porque têm propriedades diferentes.

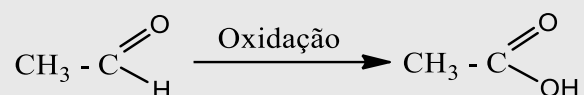
Uma diferença importante entre aldeídos e cetonas é o fato de que aldeídos se oxidam com facilidade e as cetonas não.

Os aldeídos se oxidam com grande facilidade. O próprio contato com o oxigênio do ar já pode causar sua oxidação. Como mencionado, a nossa atmosfera é oxidante.

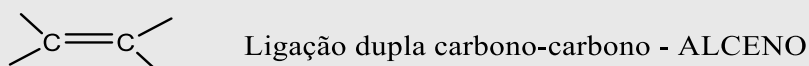
Essa facilidade de os aldeídos se oxidarem se deve ao fato de suas moléculas terem a carbonila na extremidade da cadeia. Isso permite que ela se oxide. As cetonas não se oxidam. Isso se deve ao fato de suas moléculas terem a carbonila entre dois

carbonos. Os álcoois não se oxidam tão facilmente quanto os aldeídos, mas podem ser oxidados lentamente pelo oxigênio do ar.

Isso pode ser percebido nos vinhos não conservados adequadamente: “viram vinagre”. Ou seja, uma parte do etanol é oxidado a aldeído (acetaldeído), o qual de imediato se oxida ao ácido carboxílico correspondente (ácido acético), que é o componente que dá as características do vinagre.

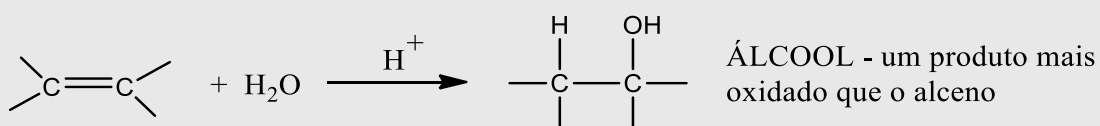


Podemos também citar os alcenos como compostos orgânicos que podem sofrer oxidação. Os alcenos (constituídos de moléculas que tem ligação dupla carbono-carbono) também podem ser oxidados.



Não consideramos essas reações de oxidação de alcenos (formação de dióis e ozonólise) próprias para o Ensino Médio. No entanto, uma reação importante dos alcenos é a reação de hidratação, ou seja, a reação de adição de água. Essa reação gera um álcool, que é um produto mais oxidado que o alceno. Trata-se de uma reação importante no metabolismo de gorduras: quando as gorduras vão ser metabolizadas passam por estágio de alcenos, que em seguida sofrem reação de hidratação.

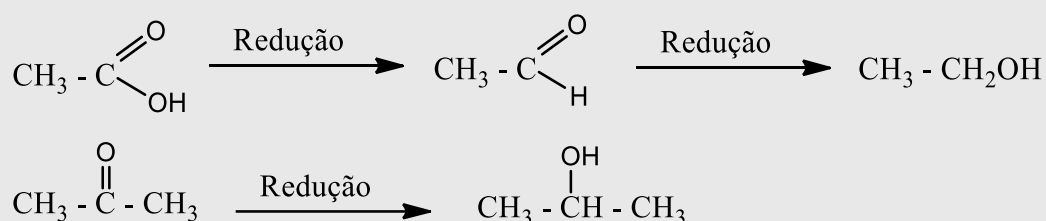
No laboratório, essa reação necessita de um catalisador ácido (caso queira melhorar sua formação neste item, pode pesquisar a regra de Markovnikov). Um álcool é um produto mais oxidado que um alceno.



13.2 Reações de redução de compostos orgânicos

As reações de redução seguem o caminho contrário das reações de oxidação. As funções mais importantes nas reações de redução de compostos orgânicos são as oxigenadas.

Assim:



Dois aspectos são importantes sobre as reações de redução das funções carboniladas:

- são reações que participam do metabolismo de seres vivos.
- em geral, são reações que tem ΔH positivo, ou seja, são endotérmicas: exigem gasto de energia.
- são pouquíssimas as exceções

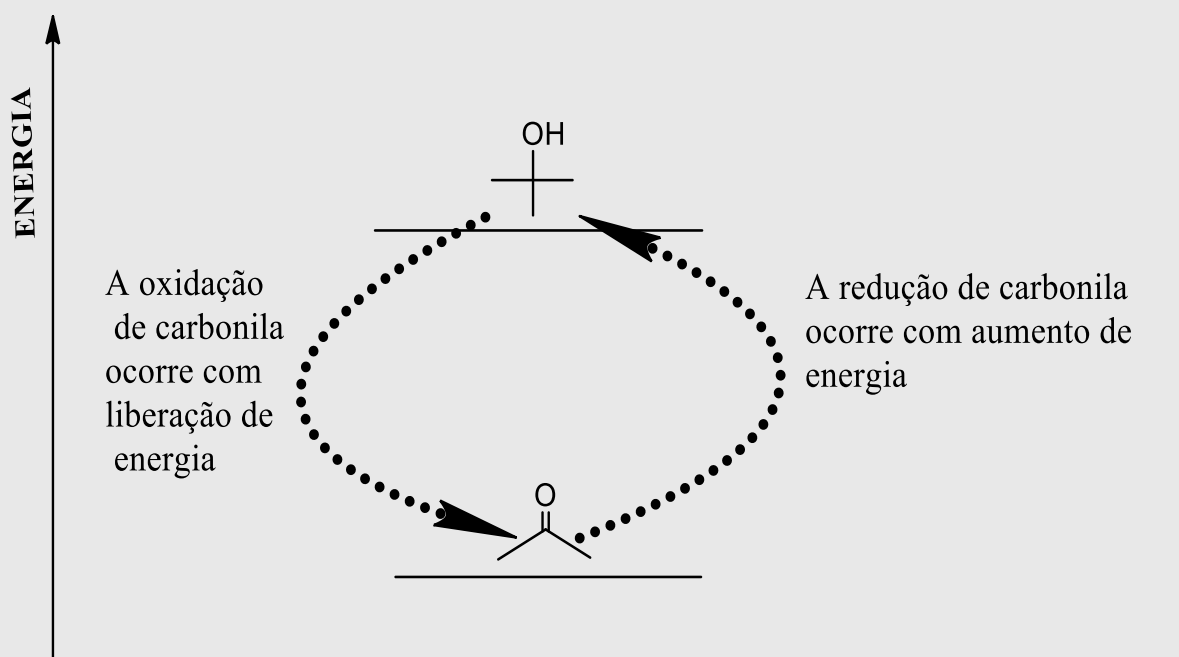


Figura 42: energia envolvida na redução e oxidação da carbonila.

Para que a redução ocorra é necessária a transferência de elétrons (a espécie reduzida recebe elétrons). Os mecanismos de transferência de elétrons podem ser complexos, mas, formalmente, correspondem à transferência de hidretos (H^-). Então,

para que essa reação ocorra são necessárias espécies químicas capazes de transferir hidretos: são os agentes redutores.

Agentes redutores de laboratório: NaBH_4 e LiAlH_4 (só para constar; não precisa memorizar). Agentes redutores do metabolismo: NADH , NADPH e FADH_2 (ao causarem a redução se transformam em NAD^+ , NADP^+ e FAD – veja se o professor de biologia menciona essas substâncias).

Da mesma maneira, as reações de oxidação requerem os agentes oxidantes. Agentes oxidantes de laboratório: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+$ (dicromato de potássio), CrO_3 (trióxido de cromo), KMnO_4 (permanganato de potássio).

Agentes oxidantes do metabolismo: nos organismos vivos os agentes oxidantes são as formas oxidadas das espécies mencionadas anteriormente - NAD^+ , NADP^+ e FAD – (veja se o professor de biologia menciona essas substâncias). Ao causarem a oxidação se transformam em NADH , NADPH e FADH_2 .

14. FOTOSSÍNTESE E REAÇÕES DE ÓXIDO-REDUÇÃO

Os seres vivos sobrevivem graças à luz do sol. É a luz do Sol que mantém a vida na Terra.

Mas como isso acontece?

De uma maneira simplificada, os organismos fotossintetizantes, principalmente as plantas, capturam energia da luz do Sol e a incorporam na estrutura química de substâncias. Essas substâncias de alta energia geradas (NADPH) são as fontes de energia para a síntese de outras substâncias que mantêm a vida.

14.1 Etapa Clara da Fotossíntese

A absorção da energia da radiação eletromagnética (luz) pelos pigmentos vegetais presentes nos cloroplastos (clorofila e outros) causa uma transição eletrônica.

O que significa isso?

Significa que um elétron de um pigmento ao receber a energia da luz sofre uma transição para um nível maior de energia (orbital molecular antiligante).

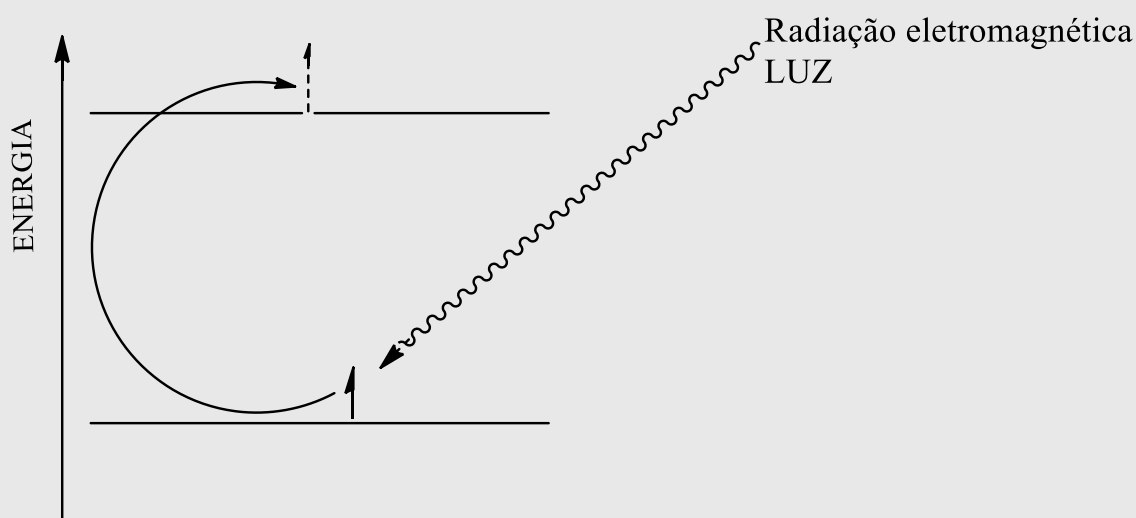


Figura 43: representação de transição eletrônica (um elétron absorve um fóton de luz e sofre transição para um nível de maior energia).

Esse elétron que se encontra em um orbital de maior energia migra dentro do sistema fotossintético e é transferido para os citocromos, que conseguem, através de um conjunto de transformações e decaimento, incorporar esse elétron na estrutura química do NADP⁺. Na verdade, essa espécie incorpora dois elétrons, neutralizando a carga positiva e se tornando negativa e, portanto, apta a incorporar um H⁺. Ao concluir estas

etapas é gerado um agente redutor de alta energia (o NADPH - Nicotinamida Adenina Dinucleotídeo Fostato).

O processo bioquímico pelo qual esse conjunto de transformações ocorre é complexo. Vamos nos preocupar em formar uma ideia geral desse processo, através das Figuras (44) e (45) abaixo.

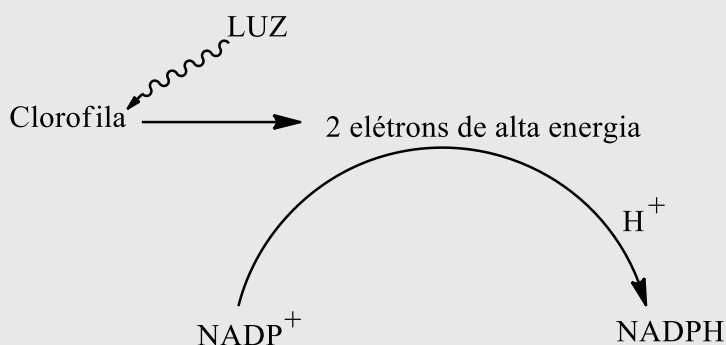


Figura 44: Representação da transferência de 2 elétrons de alta energia formando o NADPH.

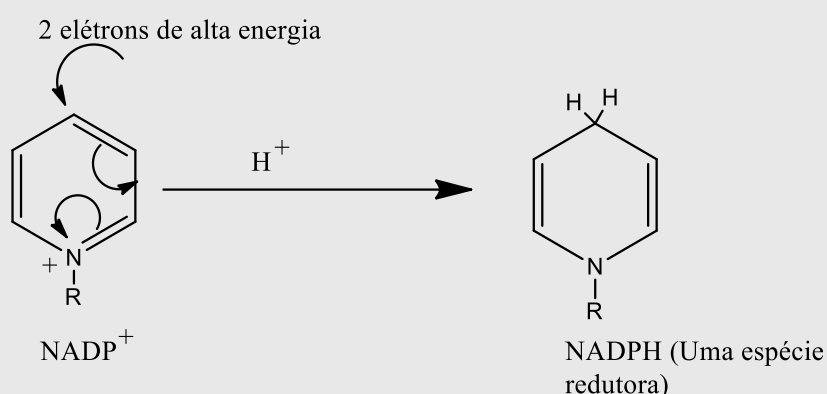


Figura 45: inserção de 2 elétrons de alta energia, provenientes da clorofila, na estrutura do NADP⁺ formando uma molécula de NADPH.

Logo, podemos perceber que na etapa clara da fotossíntese a energia da luz (absorvida por elétrons) é incorporada na estrutura do NADPH (pela redução do NADP⁺). Essa espécie química (NADPH) representa a fonte de energia para a produção de açúcares, que ocorre na etapa escura.

14.2 Etapa Escura da Fotossíntese

A outra etapa da fotossíntese é chamada de etapa escura, porque não precisa de luz. Essa etapa envolve a captura no gás carbônico (CO₂) e sua redução.

O estudo das transformações químicas que viabilizam a captura do CO₂ pelos organismos fotossintetizantes foi realizado entre 1946 em 1956, sob responsabilidade do

pesquisador norte-americano Melvin Calvin, ganhador do prêmio Nobel de Química, em 1961.

Calvin investigou a forma como o CO_2 é capturado e incorporado na estrutura dos açúcares, usando $^{14}\text{CO}_2$, isto é, CO_2 marcado com o isótopo 14, que é radioativo. O elemento carbono existe na natureza em 99% como o isótopo 12 – ^{12}C , que não é radioativo.

Através deste trabalho Calvin demonstrou que a primeira substância onde a molécula de CO_2 é incorporada é no ácido 3-fosfoglicérico.

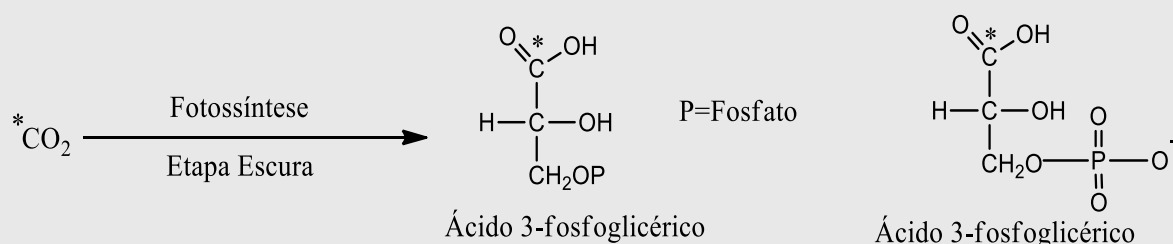


Figura 46: etapa escura da fotossíntese

O CO_2 origina o carbono 1, do ácido carboxílico, na estrutura do ácido 3-fosfoglicérico.

Como se vê a molécula encontra-se na forma oxidada (ácido carboxílico).

A etapa chave da fotossíntese é justamente a redução do ácido 3-fosfoglicérico a 3-fosfogliceraldeído (ou seja, a redução de um ácido carboxílico a aldeído).

A espécie química responsável por essa transformação é o NADPH, a espécie é reduzida gerada na etapa clara da fotossíntese.

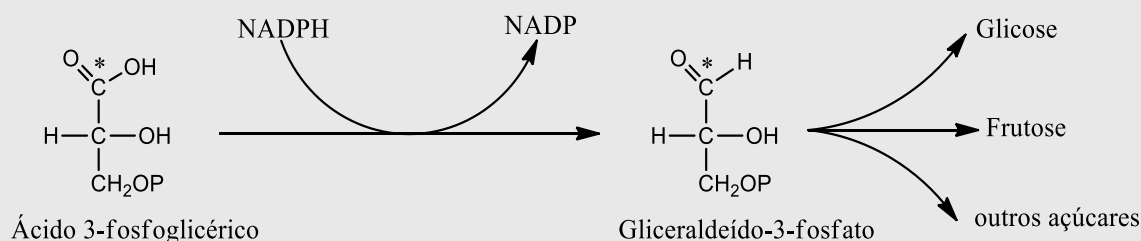


Figura 47: Esquema simplificado da redução do ácido 3-fosfoglicérico a gliceraldeído-3-P

O gliceraldeído 3-fosfato, a espécie reduzida que incorporou na sua estrutura a energia do Sol, é que irá gerar os outros açúcares que participam do metabolismo.

Como se percebe a manutenção da vida depende de uma reação de redução.

15. O ESCURECIMENTO ENZIMÁTICO

O escurecimento da maçã é um fenômeno que todos nós já observamos quando cortamos ou descascamos essa fruta deliciosa. Embora possa parecer simples, esse processo tem uma explicação científica interessante que envolve química e enzimas (escurecimento enzimático).



Figura 48: ação das enzimas na maçã

O processo pelo qual a polpa da maçã exposta ao ar começa a adquirir uma tonalidade marrom ou acastanhada.

Isso geralmente ocorre quando a maçã é cortada, mastigada ou descascada, permitindo que o interior da fruta entre em contato com o oxigênio presente no ar.

O escurecimento da maçã é causado por uma série de reações químicas que envolvem a oxidação de compostos fenólicos presentes na fruta.

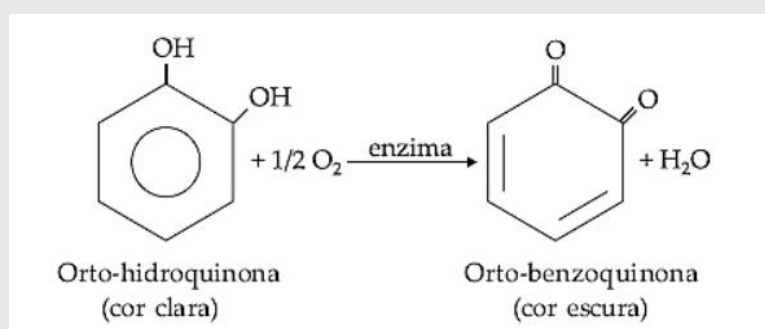


Figura 49: oxidação no composto fenólico. (Fonte: Da Silva, 2009)

Quando a maçã é cortada ou danificada, as células da fruta são rompidas e os compostos fenólicos entram em contato com enzimas chamadas polifenoloxidasas.

Essas enzimas catalisam a reação de oxidação dos compostos fenólicos na presença de oxigênio.

Isso resulta na formação de compostos quinonas, que são altamente reativos e tendem a se combinar com outras moléculas na maçã.

Essas combinações de compostos químicos resultam na coloração marrom característica do escurecimento.

Percebemos as reações redox nas estruturas através da mudança do grupo hidroxila do fenol para o grupo carbonila da cetona.

A forma de verificar a oxidação é determinando o número de oxidação do carbono no qual esses grupos estão ligados.

Quando ligado ao grupo fenol o NOX do carbono é +1 (orto-hidroquinona) e ocorre mudança do NOX do carbono para +2 (orto-benzoquinona) quando forma a carbonila.

Ocorre, portanto, um aumento do número de oxidação no carbono, evidenciando assim uma oxidação da substância orgânica reagente.