

DOUGLAS COSTA DA SILVA

PRINCÍPIOS DE ELETROQUÍMICA APLICADOS A SISTEMAS DE INTERESSE BIOLÓGICO: UMA PROPOSTA DE ENSINO INTERDISCIPLINAR ENVOLVENDO A QUÍMICA E A BIOLOGIA

Dissertação apresentada à Universidade Federal de Viçosa, como parte das exigências do Programa de Pós-Graduação em Química em Rede Nacional, para obtenção do título de *Magister Scientiae*.

Orientador: Emílio Borges.

**VIÇOSA – MINAS GERAIS
2023**

Ficha catalográfica elaborada pela Biblioteca Central da Universidade
Federal de Viçosa - Campus Viçosa

T

S586p
2023
Silva, Douglas Costa da, 1992-
Princípios de eletroquímica aplicados a sistemas de
interesse biológico: uma proposta de ensino interdisciplinar
envolvendo a química e a biologia / Douglas Costa da Silva. –
Viçosa, MG, 2023.

1 dissertação eletrônica (208 f.): il. (algumas color.).

Orientador: Emílio Borges.
Dissertação (mestrado) - Universidade Federal de Viçosa,
Departamento de Química, 2023.

Referências bibliográficas: f. 201-208.

DOI: <https://doi.org/10.47328/ufvbbt.2023.783>

Modo de acesso: World Wide Web.

1. Eletroquímica - Estudo e ensino. 2. Abordagem
interdisciplinar do conhecimento na educação. I. Borges, Emílio,
1978-. II. Universidade Federal de Viçosa. Departamento de
Química. Programa de Pós-Graduação em Química em Rede
Nacional. III. Título.

CDD 22. ed. 541.37

Bibliotecário(a) responsável: Bruna Silva CRB-6/2552

Douglas Costa da Silva


PRINCÍPIOS DE ELETROQUÍMICA APLICADOS A SISTEMAS DE INTERESSE BIOLÓGICO: UMA PROPOSTA DE ENSINO INTERDISCIPLINAR ENVOLVENDO A QUÍMICA E A BIOLOGIA

Dissertação apresentada à Universidade Federal de Viçosa, como parte das exigências do Programa de Pós-Graduação em Química em Rede Nacional, para obtenção do título de *Magister Scientiae*.


Orientador: Emílio Borges.

APROVADA: 05 de Dezembro de 2023.

Assentimento:

Documento assinado digitalmente
 **DOUGLAS COSTA DA SILVA**
Data: 22/12/2023 16:45:34-0300
Verifique em <https://validar.iti.gov.br>

Douglas Costa da Silva
Autor

Documento assinado digitalmente
 **EMILIO BORGES**
Data: 27/12/2023 18:20:00-0300
Verifique em <https://validar.iti.gov.br>

Emílio Borges
Orientador

*Aos meus pais, que me
ofereceram condições
para que eu chegasse até
aqui*

AGRADECIMENTOS

Primeiramente aos meus pais, Sandra Alves da Costa e Isaias Gonçalves da Silva, que sempre me deram condições para que eu realizasse minha formação acadêmica e me ajudaram sempre que precisei.

À minha irmã, Isabella Costa, pelo companheirismo e amizade que fizeram diferença nos momentos de bloqueio criativo e ansiedade.

A todos os professores que passaram por minha trajetória e não só me auxiliaram na construção do meu repertório sociocultural, mas também me inspiraram.

Aos meus amigos e companheiros de trajetória do PROFQUI que tornaram o trecho Belo Horizonte-Viçosa mais leve, divertido e de muita aprendizagem. Em especial meu amigo Frederico Ozanan, com o qual aprendo e me inspiro desde que o conheci no mestrado.

Ao meu amigo Victor Canuto por ter me auxiliado nas produções artísticas da obra que produzi.

Ao meu amigo Ygor Bernardes, que não só me auxiliou no campo acadêmico de pesquisa em ensino, como também me inspirou e foi meu parceiro em diversos projetos paralelos ao que desenvolvi durante o mestrado.

Ao meu orientador, prof. Dr. Emílio Borges, por acreditar nas minhas ideias, mostrar-me novos caminhos, inspirar-me e me ajudar em todos os momentos que tive dúvidas ou me senti perdido.

À Coordenação de Aperfeiçoamento de Pessoal de Nível Superior (CAPES) por me conceder a bolsa que possibilitou a execução desse projeto, assim como divulgá-lo em eventos científicos.

Ao programa do mestrado profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI), à UFV e à UFRJ, pela possibilidade de fazer essa formação.

RESUMO

A eletroquímica é uma área da Química profundamente interdisciplinar, pois integra conceitos químicos e físicos para desenvolver seus próprios princípios. Além disso, ela desempenha um papel essencial em muitos processos biológicos, como a fotossíntese, a respiração celular e a transmissão de impulsos nervosos. Portanto, adquirir um sólido entendimento em eletroquímica não apenas enriquece nosso conhecimento nessa área, mas também amplia nossa compreensão dos processos biológicos. Este trabalho tem como objetivo criar um material didático que aborde a eletroquímica de forma interdisciplinar e explore os processos biológicos mencionados anteriormente sob a perspectiva dos conceitos eletroquímicos. O objetivo é a construção de um texto instrutivo inspirado na teoria da aprendizagem significativa de David Ausubel. Este material é dividido em três capítulos conceituais e um quarto capítulo que inclui um guia para professores sobre como utilizá-lo em sala de aula. O primeiro capítulo, "Aspectos históricos da eletroquímica", destaca os eventos históricos mais relevantes relacionados ao desenvolvimento da eletroquímica. Isso é feito para evidenciar que a ciência é uma construção humana inseparável de seu contexto histórico. O segundo capítulo, por sua vez, intitulado "Conceitos fundamentais da eletroquímica", apresenta os tópicos essenciais dessa área, criando uma base científica sobre o tema que seja acessível para estudantes de ensino médio/graduandos. A compreensão desse conteúdo pode ser aprofundada por meio da resolução de diversos problemas, estudos de casos e experimentação investigativa, apresentados ao longo do texto. Por fim, o terceiro capítulo, "Processos biológicos," explora alguns desses processos a partir de uma perspectiva contextualizada e utiliza ideias eletroquímicas para abordar temas relacionados à respiração celular, fotossíntese e transmissão de impulsos nervosos. Portanto, este material didático representa uma tentativa de abordagem interdisciplinar e contextualizada para além do ensino tradicional de eletroquímica, que muitas vezes se concentra exclusivamente em algumas aplicações tecnológicas, muitas vezes antigas. O texto aqui desenvolvido tenta destacar a relevância da eletroquímica na vida cotidiana, o que pode enriquecer a experiência de aprendizado dos estudantes e promover uma compreensão mais profunda das interações entre a química e a biologia.

Palavras-chave: eletroquímica, contextualização, interdisciplinaridade

ABSTRACT

Electrochemistry is a deeply interdisciplinary area of chemistry, as it integrates chemical and physical concepts to develop its own principles. Furthermore, it plays an essential role in many biological processes such as photosynthesis, cellular respiration, and nerve impulse transmission. Therefore, gaining a solid understanding of electrochemistry not only enriches our knowledge in this field but also broadens our understanding of biological processes. The aim of this work is to create educational material that addresses electrochemistry in an interdisciplinary manner and explores the aforementioned biological processes from the perspective of electrochemical concepts. The goal is to construct educational material within the framework of David Ausubel's theory of meaningful learning. This material is divided into three conceptual chapters and a fourth chapter that includes a guide for teachers on how to use it in the classroom. The first chapter, "Historical Aspects of Electrochemistry," highlights the most relevant historical events related to the development of electrochemistry. This is done to emphasize that science is a human construct inseparable from its historical context. The second chapter, titled "Fundamental Concepts of Electrochemistry," presents the essential concepts in this area, creating a scientific foundation on the subject that is accessible to high school/college students. Understanding these concepts can be deepened through solving various problems, case studies, and investigative experiments presented throughout the text. Finally, the third chapter, "Biological Processes," explores some of these processes from a contextualized perspective and uses electrochemical concepts to address topics related to cellular respiration, photosynthesis, and nerve impulse transmission. Therefore, this educational material represents an attempt at an interdisciplinary and contextual approach beyond traditional electrochemistry teaching, which often focuses exclusively on some technological applications, often of older origin. The text developed here seeks to highlight the relevance of electrochemistry in everyday life, which can enhance students' learning experience and promote a deeper understanding of the interactions between chemistry and biology.

Keywords: electrochemistry, contextualization, interdisciplinarity

LISTA DE FIGURAS

| | |
|---|----|
| Figura 1 - Ciclo de aprendizagem da ABP adaptado de Hmelo-Silver..... | 19 |
| Figura 2 - Fatores que devem ser considerados na elaboração de uma oficina temática. | 20 |
| Figura 3 - O âmbar é derivado de resina fossilizada produzida por plantas como mecanismo de defesa. | 24 |
| Figura 4 - O metal (c) que está preso ao nervo (N) é diferente do metal (z) que está em contato com um dos membros do sapo..... | 28 |
| Figura 5 - Galvani comparou os músculos a uma garrafa de Leyden, em que a superfície interna do músculo acumula carga positiva - levada até ela pelo nervo – e a superfície externa acumula cargas negativas..... | 28 |
| Figura 6 - Nervo crural de uma rã conectado aos eletrodos de uma garrafa de Leyden. | 30 |
| Figura 7 - O nervo crural foi conectado a dois revestimentos de metais diferentes unidos por um arco metálico. | 30 |
| Figura 8 - Pilhas de Volta e a montagem de copos feita por ele. Fonte: Heth, 2019. | 32 |
| Figura 9 - O voltagem-eletrômetro de Faraday. | 36 |
| Figura 10 - Célula de Daniell. | 38 |
| Figura 11 - Motor elétrico de Faraday..... | 39 |
| Figura 12 - Código QR para a simulação sobre a Lei da Indução de Faraday. | 40 |
| Figura 13 - A diferença de potencial elétrico pode ser comparada à diferença de energia potencial que há em uma cacheira. | 46 |
| Figura 14 - Código QR que direciona para um Gif. | 47 |
| Figura 15 – Comparação entre as estruturas químicas do NAD ⁺ e do NADH. | 48 |
| Figura 16 - Fermentação como rota de regeneração do NAD ⁺ | 51 |
| Figura 17 - Fórmula estrutural da molécula de metanal..... | 54 |
| Figura 18 - Código QR para acessar o kahoot!.. | 57 |
| Figura 19 - Representação de como ocorre a corrosão eletroquímica do ferro. | 62 |
| Figura 20 - Estruturas químicas de explosivos..... | 64 |

| | |
|--|-----|
| Figura 21 - Baterias de íons lítio são amplamente usadas em equipamentos eletrônicos. | 67 |
| Figura 22 - Representação esquemática da reação entre o zinco (Zn) e uma solução de sulfato de cobre (CuSO ₄)..... | 67 |
| Figura 23 - Esquema de uma célula galvânica | 68 |
| Figura 24 - Uma célula eletroquímica pode utilizar uma separação porosa entre os eletrodos. | 70 |
| Figura 25 - Eletrodo Padrão de Hidrogênio (EPH).. | 71 |
| Figura 26 - Determinação da diferença de potencial entre os eletrodos de zinco e cobre na célula de Daniell. | 75 |
| Figura 27 - Representação esquemática de uma célula a combustível..... | 83 |
| Figura 28 - Ônibus movido à célula a combustível de hidrogênio..... | 85 |
| Figura 29 - Representação dos canais proteicos que permitem a passagem dos íons. ... | 92 |
| Figura 30 - Determinação da diferença de potencial de membrana em repouso ou do potencial de membrana..... | 93 |
| Figura 31 - Origem do potencial de membrana das células.. | 95 |
| Figura 32 - Termos associados às mudanças no potencial de membrana. | 98 |
| Figura 33 - Estrutura geral de um neurônio..... | 99 |
| Figura 34 - Propagação de um potencial de ação. | 101 |
| Figura 35 - Modelo do canal de sódio controlado por voltagem..... | 103 |
| Figura 36 - A abertura do portão de ativação acontece quando a diferença de potencial de membrana atinge um valor mínimo..... | 103 |
| Figura 37 - Entrada de íons sódio aumenta a diferença de potencial de membrana..... | 104 |
| Figura 38 - Após pouco tempo após a abertura do portão de ativação, o portão de inativação se fecha..... | 104 |
| Figura 39 - A queda da diferença de potencial de membrana restaura as posições originais dos portões de ativação e inativação dos canais de sódio..... | 105 |
| Figura 40 - Eventos que ocorrem durante o potencial de ação..... | 106 |
| Figura 41 - Relação entre a permeabilidade iônica e a diferença de potencial de membrana. | 107 |
| Figura 42 - Simulação da estimulação de uma célula nervosa. | 108 |
| Figura 43 - Sinapse química. | 108 |
| Figura 44 - Ação de neuromoduladores. | 109 |

| | |
|---|-----|
| Figura 45 - Neurotransmissores e neuromoduladores envolvidos nas emoções e nas sensações.. | 110 |
| Figura 46 - Estrutura química da fluoxetina (Prozac). | 112 |
| Figura 47 - Como a mudança na permeabilidade iônica na membrana leva à liberação de insulina.. | 113 |
| Figura 48 - Como a mudança na permeabilidade iônica na membrana leva à liberação de insulina.. | 113 |
| Figura 49 - Consumo energético por diferentes órgãos em repouso. | 115 |
| Figura 50 - Comparação entre a produção de energia por meio de uma combustão e através da oxidação por partes no processo de respiração celular..... | 117 |
| Figura 51 - Representação esquemática de uma mitocôndria dentro de uma célula. ... | 118 |
| Figura 52 - Imagem de uma mitocôndria obtida por microscopia eletrônica..... | 118 |
| Figura 53 - As etapas do ciclo do ácido cítrico, elucidadas por Krebs..... | 120 |
| Figura 54 - A produção do ATP necessita de energia para unir ADP e Pi..... | 122 |
| Figura 55 - Atuação da espécie NAD ⁺ como acceptor intermediário de elétrons. | 124 |
| Figura 56 - Atuação da espécie FAD como acceptor intermediário de elétrons..... | 124 |
| Figura 57 - A geração de energia na forma de ATP por meio da oxidação de glicose pode ser comparada a uma célula galvânica..... | 125 |
| Figura 58 - Representação esquemática da estrutura de uma mitocôndria..... | 126 |
| Figura 59 - Esquema representativo da cadeia transportadora de elétrons nas mitocôndrias.. | 128 |
| Figura 60 - O diagrama mostra o gradiente de potencial de redução existente no transporte de elétrons na cadeia transportadora de elétrons. | 129 |
| Figura 61 - Recifes de corais são ecossistemas com elevada biodiversidade. | 131 |
| Figura 62 - Recife de coral após sofrer branqueamento..... | 132 |
| Figura 63 - As clorofilas, principais pigmentos responsáveis pela fotossíntese, estão localizadas no interior de cloroplastos..... | 133 |
| Figura 64 - Representação de uma onda eletromagnética... .. | 134 |
| Figura 65 - Luzes de cores diferentes apresentam comprimentos de onda diferentes. | 135 |
| Figura 66 - O fóton (representado por $h\nu$) é absorvido se tiver energia correspondente à diferença de energia entre os estados E^* e E_0 | 136 |
| Figura 67 - A clorofila absorve principalmente as luzes azul e vermelha, refletindo a luz verde que chega aos nossos olhos. | 136 |
| Figura 68 - Experimento de Engelmann..... | 137 |

| | |
|--|-----|
| Figura 69 - Espectro de absorção de diferentes pigmentos existentes no cloroplasto.. | 137 |
| Figura 70 - As setas mostram a diferença estrutural entre as clorofilas a e b. | 138 |
| Figura 71 - Representação esquemática da transição eletrônica responsável pelo fenômeno da fluorescência..... | 139 |
| Figura 72 - Representação esquemática dos processos de absorção e liberação de energia pela clorofila. | 140 |
| Figura 73 - O transporte de elétrons provenientes da molécula de clorofila excitada leva à produção de moléculas de ATP e NADPH..... | 141 |
| Figura 74 - Descrição do experimento que elucidou a origem do gás oxigênio durante a fotossíntese. | 142 |
| Figura 75 - Herbicidas que atuam bloqueando o fluxo de elétrons durante a fotossíntese. | 144 |
| Figura 76 - Resumo dos processos que levam à produção de açúcares (CH ₂ O) _n e de oxigênio.. | 145 |
| Figura 77 - Etapa inicial do Ciclo de Calvin que resulta na formação de 3-fosfoglicerato. | 145 |
| Figura 78 - O ciclo de Calvin pode ser dividido em três etapas..... | 146 |
| Figura 79 - Montagem experimental descrita na atividade 8.. | 152 |
| Figura 80 - Biocélula a combustível que usa no ânodo uma cultura de bactérias e o cátodo funciona através da redução de O ₂ atmosférico. | 155 |
| Figura 81 - Código QR para acessar a página com a matéria..... | 171 |
| Figura 82 - Vídeo que ensina como produzir uma fonte de luz negra usando um Smartphone..... | 173 |
| Figura 83 - Processo de produção de hidrogênio | 183 |
| Figura 84 - Comparação entre a respiração celular e uma célula eletroquímica espontânea. | 185 |
| Figura 85 - Estrutura do íon peróxido | 188 |
| Figura 86 - Sequência de aceptores na cadeia respiratória..... | 194 |

LISTA DE QUADROS

| | |
|---|-----|
| Quadro 1 - Comparação entre os tipos de interações encontradas na natureza..... | 44 |
| Quadro 2 - Definições importantes..... | 50 |
| Quadro 3 - Determinação dos NOx dos elementos da molécula de metanal | 54 |
| Quadro 4 - Comparação entre associações em série e em paralelo de células galvânicas. | 81 |
| Quadro 5 - Semi-reações que são processadas por diferentes bactérias que podem ser utilizadas em bioanodos. | 156 |
| Quadro 6 - Valores das variáveis usadas para a simplificação da equação de Nernst ... | 87 |
| Quadro 7 - Comparação entre os processos respiratório e fermentativo (formas de oxidação da glicose). | 122 |
| Quadro 8 - Relações entre o valor de ΔG e a característica do processo em termos de espontaneidade..... | 127 |
| Quadro 9 - Alguns dos assuntos que podem ser abordados na proposta do capítulo... | 177 |
| Quadro 10 - Aulas | 179 |

SUMÁRIO

| | |
|--|----|
| 1. INTRODUÇÃO GERAL | 14 |
| 2. METODOLOGIA | 22 |
| 3. OBJETIVOS..... | 22 |
| 4. DESCRIÇÃO DO LIVRO DIDÁTICO | 23 |
| 4.1. Capítulo 1 -Histórico da Eletroquímica..... | 23 |
| 4.1.1. Precursores dos fenômenos elétricos e a eletricidade estática | 23 |
| 4.1.2. Luigi Galvani e a teoria da eletricidade animal | 26 |
| 4.1.3. O duelo conceitual entre Galvani e Volta | 29 |
| 4.1.4. As portas abertas pela pilha de Volta: o poder da corrente elétrica contínua .. | 33 |
| 4.1.5. As contribuições de Michael Faraday para a eletroquímica | 35 |
| 4.1.6. De Faraday à célula de Daniell | 38 |
| 4.1.7. Da eletroquímica ao eletromagnetismo | 39 |
| 4.2. Capítulo 2 - Energia e Eletroquímica | 43 |
| 4.2.1. Energia e Eletroquímica..... | 43 |
| 4.2.2. Estados de oxidação | 47 |
| 4.2.2.1. O conceito de estado de oxidação | 51 |
| 4.2.2.2. Método 01 para determinação de NO _x – Análise de Fórmulas Estruturais . | 52 |
| 4.2.2.3. Método 02 para determinação de NO _x – Regras práticas..... | 55 |
| 4.2.2.4. Proposta de abordagem do tema para professores | 57 |
| 4.2.3. Reações de oxirredução | 57 |
| 4.2.4. Agentes oxidantes e redutores | 63 |
| 4.2.5. Células Eletroquímicas | 64 |
| 4.2.6. Eletrodos | 71 |
| 4.2.7. Diagrama de Células | 73 |
| 4.2.8. Potencial da Célula Eletroquímica..... | 74 |
| 4.2.9. Células a combustíveis..... | 81 |
| 4.2.10. A equação de Nernst e os fatores que influenciam o potencial de uma célula Galvânica | 85 |
| 4.2.11. Célula de Concentração..... | 89 |
| 4.3. Capítulo 3 Aplicações Bioquímicas | 90 |
| 4.3.1. A saúde mental e os neurônios | 90 |
| 4.3.1.1. O potencial de membrana define o estado de um neurônio | 91 |

| | | |
|----------|---|-----|
| 4.3.1.2. | Quando os neurônios entram em ação: o potencial de ação..... | 100 |
| 4.3.1.3. | Comunicação neuronal: neurotransmissores e neuromoduladores | 108 |
| 4.3.1.4. | O potencial de membrana em células não neuronais | 112 |
| 4.3.2. | Respiração celular – como as células produzem energia?..... | 114 |
| 4.3.3. | A fotossíntese..... | 130 |
| 4.4. | Anexo – Atividades Propostas..... | 147 |
| 4.5. | Capítulo 4 Sugestões para o Professor | 176 |
| 4.5.1. | Respostas das atividades propostas..... | 187 |
| 5. | CONCLUSÕES..... | 198 |
| 6. | CONGRESSOS APRESENTADOS..... | 200 |
| 7. | ARTIGO EM DESENVOLVIMENTO | 201 |
| 8. | REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS..... | 201 |

1. INTRODUÇÃO GERAL

A Eletroquímica é um ramo da Química que estuda as relações entre corrente elétrica e a ocorrência de reações químicas. O surgimento dessa Ciência se deu no século XVIII a partir dos trabalhos de Luigi Galvani (1737-1798), que relacionou a contração muscular à corrente elétrica, e Alessandro Volta (1745-1827), o inventor do primeiro dispositivo gerador de uma corrente elétrica contínua: a pilha voltaica (Zanoni *et al.*, 2017). A importância da área está explícita em nosso cotidiano: nos dispositivos de geração de energia cada vez mais eficientes presentes em *smartphones*, computadores portáteis e outros dispositivos eletrônicos; na popularização do alumínio – um metal que já foi mais valioso que o ouro, devido à dificuldade de ser isolado antes do desenvolvimento do processo eletrolítico de Hall; na produção de veículos movidos à hidrogênio; na deterioração de metais. Assim, é notável que a Eletroquímica desempenha um papel fundamental no crescimento econômico e na melhoria da qualidade de vida (Zanoni *et al.*, 2017). Apesar dos avanços tecnológicos proporcionados por esse ramo da Química, eles são motivos de preocupação, uma vez que o número de aparelhos *smartphones* descartados tem aumentado significativamente e isso, além de provocar impactos ambientais devido ao descarte inadequado, têm afetado a saúde de milhões de pessoas devido à exposição a metais tóxicos no processamento informal dos lixos eletrônicos (Paho, 2023). Dessa forma, o estudo da eletroquímica torna-se fundamental não só para que os estudantes sejam alfabetizados cientificamente, mas também tecnologicamente e capazes de usar dos conhecimentos científicos para propor soluções para o uso sustentável dos dispositivos eletroquímicos.

As relações entre eletricidade e a ocorrência de reações químicas são importantes para o desenvolvimento de tecnologias que contribuem para o desenvolvimento sustentável, conforme citado no parágrafo anterior. Uma dessas tecnologias, a redução eletroquímica do dióxido de carbono (CO₂), utiliza a energia elétrica para transformar, por meio de uma eletrólise, o CO₂ em combustíveis e outras substâncias, o que mitiga o aumento da concentração desse gás na atmosfera (Ishiki, Lima e Ticianelli, 2023). Ainda segundo os autores, esse tipo de tecnologia é similar a uma das etapas da fotossíntese, o que evidencia a importância de trabalhar os conceitos eletroquímicos de forma interdisciplinar com os sistemas biológicos.

A aprendizagem de conceitos eletroquímicos é complexa, uma vez que exige o estabelecimento de relações entre os fenômenos macroscópicos e os modelos submicroscópicos usados para explicar esses fenômenos. De acordo com Barreto, Batista e Cruz (2017), não é fácil entender que em um processo de oxirredução como a corrosão uma substância doa elétrons para outra. A aprendizagem, ainda segundo os autores, pode ser favorecida com o uso de experimentos que relacionam os fenômenos eletroquímicos aos processos do cotidiano. Além da experimentação, o estabelecimento de relações de forma interdisciplinar com outras áreas do conhecimento, a criação de novos modelos e analogias também contribuem para isso, como será discutido posteriormente.

A redução eletroquímica do CO_2 , como mencionado anteriormente, mimetiza uma das etapas de um processo eletroquímico que ocorre em sistemas biológicos: a fotossíntese. Além desse processo, responsável pela manutenção das cadeias alimentares da biosfera por meio da formação de carboidratos, diversas outras rotas metabólicas da vida ocorrem por meio de processos de oxirredução, como a respiração celular, por meio da qual carboidratos são oxidados para gerar a energia usada pelas células para a realização de trabalho, e as transmissões de impulsos nervosos que acontecem nos neurônios, as quais coordenam as funções do organismo, são responsáveis pelo pensamento e pelas emoções.

De acordo com Barreto, Batista e Cruz (2016), muitos estudantes apresentam dificuldades no conteúdo de Eletroquímica e muitas vezes o conteúdo não é abordado pelos professores, o que mostra uma falta de domínio conceitual até mesmo por parte de alguns docentes. Os autores ainda destacam que quando o assunto é abordado por livros didáticos, o foco é dado no funcionamento de pilhas, baterias e, às vezes, do processo de eletrodeposição, quando há discussão de eletrólise, não havendo exploração de outros aspectos tecnológicos ou biológicos envolvendo o conteúdo de Eletroquímica. Além disso, Santos *et al.* (2018) reforça a dificuldade encontrada na abordagem dos fenômenos eletroquímicos, ressaltando a necessidade de buscar métodos alternativos que facilitem o processo de ensino e aprendizagem desse ramo da Química. A articulação com sistemas biológicos pode contribuir para favorecer a aprendizagem tanto dos conceitos inerentes à eletroquímica, quanto daqueles relacionados aos processos biológicos, uma vez que, de acordo com Trazzi e Brasil (2017), professores e estudantes também relatam dificuldades no que diz respeito às temáticas respiração celular e fotossíntese. A causa de tal dificuldade, inclusive, pode estar relacionada ao

pouco domínio dos conceitos químicos. Dessa forma, torna-se importante promover uma aprendizagem significativa da temática Eletroquímica.

A teoria da aprendizagem significativa foi proposta por David Ausubel em 1963 e estabelece que a aprendizagem se torna significativa quando ocorre assimilação de significados e a incorporação dos mesmos na estrutura cognitiva (subsunçores) do indivíduo (Neto, 2006). Ainda segundo Neto, para que o conteúdo possa se relacionar aos subsunçores do estudante ele não pode ter o propósito de memorização das partes desse conteúdo e sim estar relacionado a diferentes contextos. Então, em resumo, os conhecimentos prévios são a base a partir do qual os novos conhecimentos são construídos em uma aprendizagem significativa. Por isso, a contextualização se torna fundamental, assim como a interdisciplinaridade. A relação entre conteúdos de diferentes áreas cria subsunçores a partir dos quais novos conhecimentos são construídos. Ao aprender processos de oxirredução, por exemplo, o estudante terá um alicerce para construir conceitos de respiração celular e fotossíntese. Isto é, os conteúdos de uma área transformam-se em alicerce para a construção de conceitos de outras. Vale ressaltar que “a construção de um novo subjunçor, no entanto, requer captação do seu conhecimento e sua internalização, por isso é um processo lento que exige esforços tanto do docente quanto do estudante” (Gowin, 1981 *apud* Silva, Silva e Aquino, 2014, p.47).

Conforme descrito no parágrafo anterior, a contextualização é essencial para garantir uma aprendizagem significativa. No entanto, muitos professores atribuem um significado errôneo ao termo contextualização, entendendo-o apenas como uma descrição científica de fatos e processos do cotidiano do aluno (Silva e Marcondes, 2010). Segundo as autoras, uma abordagem contextualizada deve contribuir para a formação de um aluno crítico. Isso pode ser alcançado ao promover o estudo de contextos sociais com aspectos políticos, econômicos e/ou ambientais fundamentado em conhecimentos científicos e tecnológicos.

A construção de uma abordagem contextualizada pode ser feita por meio da estrutura do modelo de unidade (São Paulo (2007) *apud* Silva e Marcondes (2010)). Nessa estrutura, partimos de um problema ou tema, a partir do qual se realiza uma visão geral do problema, evidenciando aspectos científicos, sociais, tecnológicos e ambientais relacionados a ele. Na sequência, os conceitos científicos associados ao problema/tema são discutidos e, por fim, retornamos ao problema/tema de forma a suscitar uma nova leitura (Santos e Marcondes, 2010).

A importância da multidisciplinaridade e interdisciplinaridade para a aprendizagem significativa é destacada por Silva, Silva e Aquino (2014), ao relacionar a reconciliação integradora – atribuição de novos significados a partir da organização de conhecimentos prévios e adquiridos – ao estabelecimento de conexões entre diferentes conteúdos:

Na Aprendizagem Significativa, o indivíduo não é um receptor passivo e sim o protagonista no processo de ensino-aprendizagem. Nesse processo, ao mesmo tempo em que o estudante está progressivamente diferenciando sua estrutura cognitiva, ele também está fazendo reconciliação integradora de modo a identificar semelhanças e diferenças e assim reorganizar seu conhecimento. (Silva, Silva e Aquino, 2014)

No trecho destacado a capacidade de relacionar conceitos é descrita como determinante para a reorganização do conhecimento e está associada, assim, à aprendizagem significativa. Essa relação, como citado anteriormente, pode ser feita por meio da multidisciplinaridade ou da interdisciplinaridade. Cabe destacar a diferença entre esses termos que, muitas vezes, são tidos como sinônimos. Segundo Mozena e Osterman (20014), a primeira acontece quando um tema comum é trabalhado de maneira isolada por diferentes disciplinas sem a preocupação da conexão entre os conceitos. Ainda segundo as autoras, a interdisciplinaridade, por sua vez, pressupõe o estabelecimento de relações mútuas entre os conceitos, o que possibilita o aprofundamento do conhecimento de determinado tema. Dessa forma, em uma abordagem multidisciplinar o ato de relacionar conceitos fica à cargo do estudante. Na perspectiva interdisciplinar, por sua vez, o professor atua como facilitador dessas relações.

Apesar de a interdisciplinaridade ser um fator que potencializa a aprendizagem significativa, ela não deve ser compreendida como um estímulo ou fundamentação para a extinção das disciplinas tradicionais, em especial na área de Ciências da Natureza, como destacam Mozena e Ostermann (2014). Segundo as autoras, apesar de pertencerem ao mesmo bloco das ciências naturais, cada disciplina (Biologia, Física e Química) apresentam epistemologias e metodologias específicas e próprias. Assim, a interdisciplinaridade

pode ser efetivada por um único professor em sala de aula ou pode ser desenvolvida numa metodologia pautada em projetos, embora isso possa significar ações bem diferenciadas para os autores dos trabalhos. Também a interdisciplinaridade não constitui a negação ou extinção das disciplinas, nem um cruzamento (ou superposição) de disciplinas, a chamada **multidisciplinaridade**. Ao contrário, ela perfaz a utilização de disciplinas para, segundo a literatura, esclarecer uma situação, resolver um problema ou compreender algo em seu contexto o mais próximo possível do real ou cotidiano. (Mozena e Ostermann, 2014)

Ainda segundo Mozena e Ostermann (2014), um dos fatores que dificulta a efetivação de uma abordagem interdisciplinar é a falta de material adequado. Assim, a elaboração desse tipo de material pode contribuir para a expansão desse tipo de abordagem no ambiente escolar. Existem vários percursos metodológicos para se implantar a interdisciplinaridade. Entre elas, destaco aqui a aprendizagem baseada em problemas e as oficinas temáticas, utilizadas no presente trabalho.

A Aprendizagem Baseada em Problemas (ABP) tem sua origem nas faculdades de Medicina no final da década de 1960 e surgiu como uma estratégia para reparar a diferença existente entre os estudantes do início do curso, acostumados com a abordagem fragmentada das disciplinas teóricas, e aqueles que já iniciaram a prática médica, caracterizada pela mobilização e integração de conceitos (Lopes *et al.*, 2011). Na metodologia da ABP, os estudantes trabalham em grupos colaborativos para resolver um problema complexo que não necessariamente apresenta uma única solução correta. Dessa forma, a primeira etapa para desenvolver esse tipo de metodologia é a construção de um bom problema que, de acordo com Hmelo-Silver (2004), deve ser complexo, com lacunas estruturais (não deve oferecer um caminho óbvio para a resolução) e aberto (oferece mais de uma solução possível). Além disso, deve também: ser realista, refletir as experiências dos estudantes, mobilizar e interrelacionar uma série de conceitos e promover a argumentação. Após o contato com o problema, os estudantes elaboram hipóteses de como resolvê-lo e definem, com o auxílio do professor, as lacunas conceituais que devem ser supridas para a resolução. Por fim, elaboram um plano de ação para investigar as lacunas levantadas. Essas etapas são descritas pelo ciclo de aprendizagem da ABP, proposto por Hmelo-Silver (2004) e apresentado na figura 1.

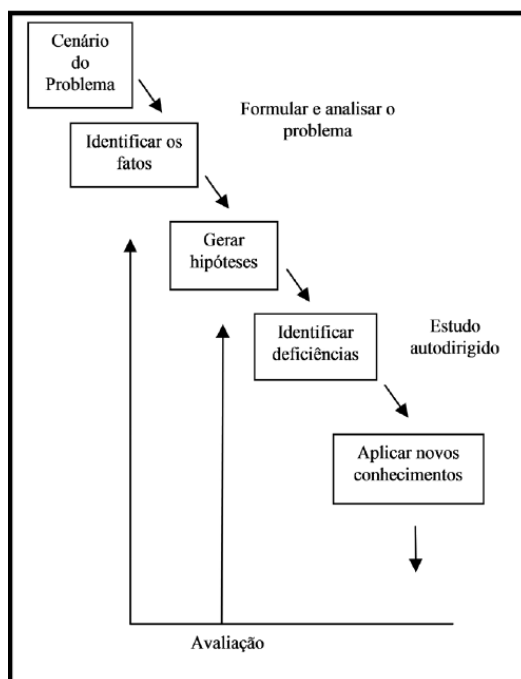


Figura 1 - Ciclo de aprendizagem da ABP adaptado de Hmelo-Silver (Lopes et al., 2004)

Entre os objetivos da ABP, segundo Hmelo-Silver (2004), estão: a construção de conhecimentos extensa e flexível, desenvolver a habilidade de resolução de problemas, desenvolver habilidades de ter um direcionamento autônomo para a resolução de problemas, ser colaborativo e promover a motivação para aprender. Além disso, como a resolução dos problemas se dá em grupos, os estudantes aprendem uns com os outros por meio da aprendizagem social: aqueles com maior proficiência ajudam aqueles com menor proficiência.

Assim, a abordagem por meio da ABP por meio da criação de problemas interdisciplinares, além de promover a aprendizagem significativa, está alinhado com competências e habilidades apresentadas na Base Nacional Comum Curricular (BNCC), que, apesar de ser um documento que deve ser utilizado de maneira crítica, é o norteador do trabalho docente no Brasil. A BNCC destaca que a área de Ciências da Natureza deve garantir que os estudantes sejam capazes de

Analisar situações-problema e avaliar aplicações do conhecimento científico e tecnológico e suas implicações no mundo, utilizando procedimentos e linguagens próprios das Ciências da Natureza, para propor soluções que considerem as demandas locais, regionais e/ou globais, e comunicar suas descobertas e conclusões a públicos variados, em diversos contextos e por

meio de diferentes mídias e tecnologias digitais de informação e comunicação (TDIC). (Brasil, 2018)

Então, fica evidente que a ABP contribui para o desenvolvimento de competências estabelecidas pela BNCC. Além disso, a comunicação das resoluções dos problemas de maneira não só oral, como escrita também estimula esse desenvolvimento.

Outra estratégia metodológica que utiliza caracterizada pela abordagem interdisciplinar é a oficina temática. De acordo com Marcondes (2008), essa estratégia tem o objetivo de abordar os conhecimentos de forma inter-relacionada e contextualizada com o foco no protagonismo do aluno. A autora justifica o uso do termo oficina fazendo uma analogia com o significado da palavra como um local de trabalho, no qual se utilizam de ferramentas, conhecimentos e trabalho em equipe na resolução de problemas reais. Então, nas oficinas temáticas, um tema que tem relação com o cotidiano e vivência dos estudantes é selecionado e a partir dele os conteúdos científicos são trabalhados progressivamente. Essas considerações estão esquematizadas na figura 2.

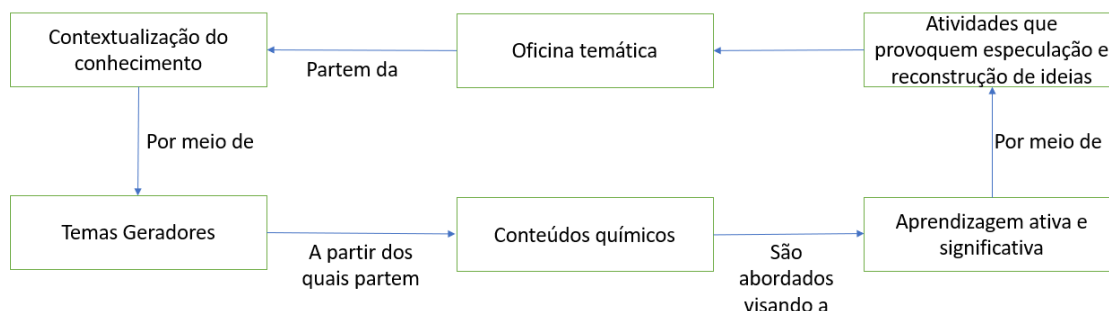


Figura 2 - Fatores que devem ser considerados na elaboração de uma oficina temática.

Adaptado de Marcondes (2008)

Nas oficinas temáticas, atividades experimentais podem ser utilizadas (Marcondes, 2008). No entanto, ainda segundo as autoras, esses experimentos não devem ser executados de forma roteirizada, de forma a seguir uma “receita de bolo” na busca de um resultado. Eles devem ser feitos de forma investigativa por meio de um problema ou teste de hipóteses. Deve-se levar em conta, ainda, a facilidade de manipulação por parte dos alunos, o emprego de materiais de fácil acesso e baixo custo, baixa toxicidade e cujo descarte não comprometa o meio ambiente. Assim, isso

contribui para que professores, em diferentes contextos, consigam utilizar desse tipo de estratégia. As potencialidades desse tipo de abordagem permitem

a criação de um ambiente propício para interações dialógicas entre o professor e os alunos e entre os próprios alunos. Essa maior dialogicidade é importante no processo de ensino-aprendizagem, pois os alunos manifestam suas ideias, suas dificuldades conceituais e seus entendimentos. O professor tem a oportunidade de acompanhar o desenvolvimento dos seus alunos, podendo, nesse processo, redirecionar ou refazer percursos que facilitem a aprendizagem. (Marcondes, 2008)

Considerando esses pressupostos, nesse trabalho foi elaborado um material didático que aborda a temática Eletroquímica numa perspectiva histórica, contextualizada, interdisciplinar que utiliza da aprendizagem baseada em problemas e oficinas temáticas de forma a promover a aprendizagem significativa não só do aspecto químico, como também de processos biológicos e tecnológicos. Assim, o material apresenta a seguinte estrutura: Capítulo 1 – *Aspectos históricos da Eletroquímica*; Capítulo 2 – *Conceitos fundamentais da Eletroquímica*; Capítulo 3 – *Processos biológicos*; Anexo – *Sugestões de uso para o professor*.

No primeiro capítulo são abordados os principais eventos históricos relacionados ao desenvolvimento da Eletroquímica. Tanto os eventos que culminaram na descoberta de fenômenos quanto a divergência de proposições para explicar tais fenômenos existentes entre os cientistas da época são relatados. Esse capítulo tem como um dos objetivos evidenciar a não neutralidade da ciência, assim como o fato de ela ter uma construção humana, ser mutável e estar intrinsecamente relacionada ao contexto histórico.

O segundo capítulo contempla os conceitos fundamentais da Eletroquímica. Esses conceitos são desenvolvidos por meio de problemas contextualizados e atividades experimentais investigativas a partir de materiais de baixo custo.

No terceiro capítulo, os processos biológicos de transmissão dos impulsos nervosos, respiração celular e fotossíntese são abordados a partir de uma situação-problema ou tema contextualizado e desenvolvidos a partir dos conceitos eletroquímicos. A interdisciplinaridade está presente tanto na descrição dos processos quanto na proposição de problemas e de oficinas temáticas.

O anexo com orientações para o professor apresenta algumas propostas e sugestões de abordagem para cada capítulo. Esse anexo representa um recorte das diversas possibilidades de uso do material.

2. METODOLOGIA

A pesquisa desenvolvida foi qualitativa, que se fundamentou na análise e comparação de livros-texto da área de Química e Biologia que abordassem aspectos da eletroquímica e os processos biológicos de transmissão de impulsos nervosos, respiração celular e fotossíntese, de forma a elaborar o arcabouço conceitual do material. Além disso, foi feita a análise de artigos científicos técnicos e históricos, bem como a revisão de estudos da área de ensino. Esse processo visou: a seleção e adaptação de experimentos de baixo custo para a construção de problemas; abordar os aspectos históricos da eletroquímica, de forma a evidenciar a natureza da ciência; aplicar no material os fundamentos das perspectivas de estudo de caso, aprendizagem baseada em problemas e da abordagem Ciência, Tecnologia e Sociedade (CTS). A seleção desses materiais desempenhou um papel fundamental na sustentação teórica do conteúdo do material e no rigor científico da apresentação conceitual.

A partir da análise dos artigos científicos, destacando trabalhos como os de Chirpich (1975), Bering (1985), Drennan (1965), Croper (1987), Sisler e VanderWerf (1980), Finkenstaedt-Quinn *et al.* (2021), Mozena e Ostermann (2014), Hmelo-Silver (2004) e Marcondes (2008), foram desenvolvidos problemas contextualizados que estabelecem conexões entre a eletroquímica e os processos biológicos. Esses problemas foram inseridos no material didático com o objetivo de promover a participação ativa dos estudantes na resolução de problemas complexos, seja por meio da experimentação investigativa acessível (com a utilização de materiais de baixo custo), na participação em oficinas temáticas, ou em grupos para resolução de problemas. Esse enfoque requer dos estudantes a mobilização de diferentes tipos de conteúdo, incluindo conceituais, procedimentais e atitudinais, além de promover o desenvolvimento de diversas habilidades à medida que buscam as soluções para a resolução desses problemas.

3. OBJETIVOS

1 – Construção de um livro didático que aborde de forma conceitualmente correta, mas acessível para estudantes e professores de ensino médio, os aspectos históricos, tecnológicos e conceituais a respeito do tema eletroquímica

2 – Associação da Química com a Biologia no decorrer do processo de resolução de problemas interdisciplinares previamente selecionados, como por exemplo, a discussão dos temas *pilhas*, *respiração celular* e *fotossíntese*.

3– Preparação de um roteiro para o professor orientando-o sobre a utilização do material desenvolvido.

4 –Construção de algumas oficinas temáticas a partir dos problemas estudos de caso analisados e preparados na dissertação.

5 – Divulgação da análise da experiência da implementação dos problemas, estudos de caso e oficinas temáticas em conjunto com o livro desenvolvido em congressos ou, se for possível, em periódico da área de educação científica.

4. DESCRIÇÃO DO LIVRO DIDÁTICO

4.1. Capítulo 1 -Histórico da Eletroquímica UM POUCO DA HISTÓRIA DA ELETROQUÍMICA

4.1.1. Precursores dos fenômenos elétricos e a eletricidade estática

Derivado de um líquido extraído de plantas, o âmbar (Figura 3) é uma resina fóssil muito utilizada para a confecção de acessórios como pingentes e colares. Essa resina tem uma grande importância na história da eletricidade. Filósofos gregos, em especial Thales de Mileto, constataram que o âmbar adquiria a propriedade de atrair pequenos objetos, como pedaços de palha, após ser esfregado em um tecido de lã. Isso

data do ano 600 antes de Cristo. Aliás, a palavra elétron, que representa o protagonista dos fenômenos que abordaremos, significa âmbar em grego (*elektron* = âmbar). A palavra eletricidade foi cunhada por um físico e médico inglês do século XVII, o Willian Gilbert (1544-1603) que foi um pioneiro na investigação sobre efeitos elétricos e magnéticos, e autor do tratado *De Magnete, Magnetisque Corporoibus, et de Magno Magnete Tellure: Physiologia noua, Plurimis & Argumentis, & Experimentis Demonstrata* de 1600. Ele descobriu que a propriedade associada ao âmbar poderia ser adquirida por uma série de outras substâncias.



Figura 3 - O âmbar é derivado de resina fossilizada produzida por plantas como mecanismo de defesa. A resina por ser grudenta, faz com que haja diversos animais retidos no interior do âmbar. Fonte: <<https://g1.globo.com/sp/campinas-regiao/terra-da-gente/noticia/2021/10/27/capsula-do-tempo-ambar-e-resina-organica-que-preserva-fosseis-ha-pelo-menos-30-milhoes-de-anos.ghtml>>. Acesso em 21 de abril de 2023

Avançando no tempo e parando no século XVIII, chegamos no período em que a eletricidade mais se desenvolveu. Em 1729, Stephan Gray (1696-1736), um físico inglês que fez contribuições importantes no campo da eletricidade. Isso porque classificou materiais como condutores ou isolantes de carga elétrica. Em 1733, Charles Du Fay (1698-1739), que, embora não seja um físico, mas um oficial militar e um diplomata francês, era um amante da ciência e fazia diversos experimentos. A partir de um desses experimentos, ele propôs a existência de dois tipos de cargas: a resinosa e a vítrea. Além disso, foi ele quem enunciou pela primeira vez o importante princípio de que *cargas iguais se repelem e que as opostas se atraem*. Um experimento pode ser usado para compreender esse importante enunciado: Ao esfregar o bastão de vidro em um pedaço

de seda, ambos ficam eletrizados. Faça o teste e aproxime-os a pedacinhos de papel e constate o fenômeno da eletrização. Imagine agora que há duas bolinhas de isopor suspensas por barbantes e bem próximas. Se o bastão de vidro for encostado em ambas as bolinhas, elas se afastam. O mesmo acontece se o pedaço de seda for encostado nelas. Entretanto, se uma das bolas for tocada pelo pedaço de seda e a outra pelo bastão de vidro, elas se atraem. A proposta de Du Fay da existência de dois tipos de carga foi rejeitada por Benjamin Franklin (1706-1790), um dos personagens mais influentes não só no campo da eletricidade, já que determinou a natureza elétrica dos raios e inventou o para-raios, como também na história dos Estados Unidos: ele é um dos fundadores do país e exerceu papel importante em sua independência. Em seu livro publicado em 1752, Franklin escreveu que um único tipo de carga flui de um corpo para o outro. Ele acreditava que todos os corpos são constituídos da mesma matéria (ainda não se tinha consenso sobre a matéria ser formada por átomos, a teoria atômica de Dalton seria proposta posteriormente em 1808). Além disso, os corpos apresentavam, segundo Franklin, um mesmo tipo de *fogo elétrico* – uma espécie de matéria elétrica (Silva *et al.*, 2008). Para Franklin, um corpo ficava eletrizado quando perdia ou ganhava uma certa quantidade de matéria elétrica. Se perdia, o corpo adquiria carga negativa e se ganhava mais do que sua quantidade natural ficava com carga positiva. A teoria fez bastante sucesso na época e foi amplamente difundida na Itália (isso teria um impacto importante para uma importante descoberta anos depois no campo da fisiologia), pois fazia muito sentido intuitivo. Ela era capaz de explicar a repulsão de corpos positivamente carregados, afinal eles não poderiam receber ainda mais matéria elétrica. Entretanto, falhava em explicar a repulsão de corpos negativamente carregados. É importante destacar que atualmente considera-se o contrário. Com a descoberta do elétron e do fato dele ter carga negativa, a espécie que perde elétrons fica com excesso de cargas positivas e a espécie que recebe fica com excesso de cargas negativas.

Franklin ficou conhecido pela invenção do para-raios. Aliás, ele descobriu que relâmpagos eram decorrentes de descargas elétricas e que essas descargas eram atraídas por pontas. Com a ideia de que pontas atraíam o *fogo elétrico* das nuvens durante as tempestades, Franklin idealizou um experimento em que uma pipa fosse construída com uma ponta de arame em sua extremidade e empinada em um dia de tempestade para atrair raios e provar que eles eram descargas elétricas.

É interessante olhar para a história da eletricidade e verificar alguns equívocos comuns de pensamento na Química, pois muitos alunos acreditam que a ideia de a matéria ser constituída de partículas elétricas passou a ser considerada na comunidade científica somente após a proposição do modelo atômico de Thomson em 1898.

Diversos outros estudos foram feitos acerca da eletricidade nesse período, desenvolvendo conceitos como força e corrente elétrica. Entretanto, os estudos eram limitados por não existir até então uma fonte de corrente elétrica contínua. Pequenas descargas elétricas eram produzidas por um dispositivo capaz de armazenar cargas elétricas conhecido como *garrafa de Leyden*. Essa garrafa foi a precursora do que hoje é conhecido como *capacitor*. Além disso, a detecção da frágil corrente elétrica era difícil e os cientistas utilizavam o próprio corpo como forma de constatar a migração de cargas elétricas.

4.1.2. Luigi Galvani e a teoria da eletricidade animal

Antes de descrevermos um episódio importante que marca o início da união entre eletricidade e reações químicas, é importante destacar uma curiosidade que instigava os estudiosos em fisiologia desde a antiguidade: qual fenômeno é responsável pelo movimento? A resposta para esse questionamento surgiu com a publicação de uma obra manuscrita de um nome difícil – *De viribus electricitatis in motu musculari*, que traduzido significa *Comentários sobre o efeito da eletricidade nos movimentos musculares* – em 1791. O autor dessa obra tem um nome importantíssimo na Ciência – Luigi Galvani.

Enquanto Galvani era estudante, as ideias de Benjamin Franklin estavam se difundindo amplamente na Itália – país de Galvani. Além disso, a comunidade científica de Bolonha – onde Galvani estudava – se destacava no campo da pesquisa em eletrofisiologia. Esses fatores contribuíram para os interesses de Luigi Galvani. Durante a graduação em Medicina, ele desenvolveu o desejo por aprender mais sobre cirurgia e acabou se tornando pesquisador na área da anatomia.

Galvani tinha muito interesse em estudar anatomia de aves. Ele descobriu diversas estruturas anatômicas desse grupo de animais. Entretanto, ele se frustrou muito quando um cientista publicou diversas de suas descobertas antes dele próprio ter publicado suas observações. Algumas evidências sugerem que tal cientista teve acesso a

algumas dissertações públicas de Galvani, nas quais ele mencionava algumas de suas descobertas. Dessa forma, tal cientista pôde ter se apropriado daquilo que Galvani escreveu sem o conhecimento dele. Isso levou a um dos primeiros debates na comunidade científica acerca do plágio.

Além de pesquisador na área de anatomia, Galvani era um médico atuante e se interessava muito pelo uso terapêutico da eletricidade, uma área em ascensão naquela época. Em 1780, Galvani interliga a anatomia à eletricidade em seu famoso experimento: ele prendeu um nervo que saía do quadril de um sapo com um metal e encostou um bisturi feito de outro metal em um dos membros do animal. Ele observou que os músculos se contraíam (Figura 4). Antes desse experimento clássico, ele havia pendurado membros de rãs em grades de metal em seu jardim para avaliar a influência dos raios – ou melhor, os efeitos da eletricidade atmosférica, como ele se referia – na contração muscular. Ele observou que em dias de tempestade, os membros se contraíam, mas que isso também acontecia em dias de sol. O experimento que o consagrou o fez elaborar uma teoria que afirmava que a eletricidade responsável pela contração muscular era gerada internamente e não externamente.

A partir desse experimento, Galvani elaborou uma teoria de que existia uma *eletricidade animal*, responsável pela contração muscular. Galvani compara os músculos a uma garrafa de Leyden: os músculos acumulam cargas elétricas de sinais opostos em suas superfícies internas e externas. Em contrapartida, os nervos atuam conduzindo as cargas para os músculos e a dispersão de cargas era evitada devido à presença de uma “*capa oleosa*” nos nervos (o que se denomina hoje *bainha de mielina*, que não está presente em todos os tipos de neurônio). Essa ideia se relaciona ao contato do cientista com as ideias sobre a eletricidade durante sua formação acadêmica. A construção da teoria da eletricidade animal teve um papel importante que unificou duas hipóteses que dividiam a opinião dos cientistas na época. Vamos discutir um pouco sobre essas teorias para posteriormente analisar como Galvani promoveu essa unificação.

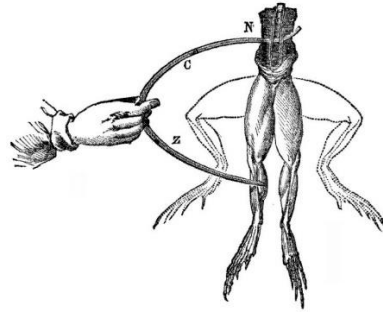


Figura 4 - O metal (c) que está preso ao nervo (N) é diferente do metal (z) que está em contato com um dos membros do sapo. Fonte: <<https://stringfixer.com/pt/Galvani>>.

Acesso em 21 de abril de 2023

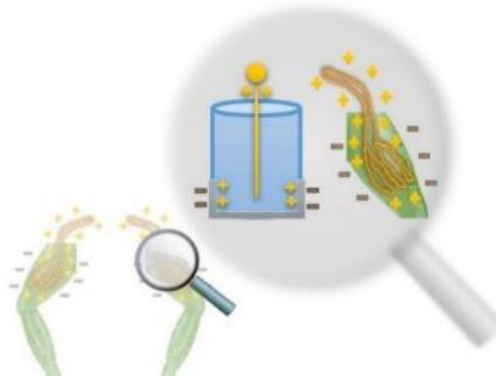


Figura 5 - Galvani comparou os músculos a uma garrafa de Leyden, em que a superfície interna do músculo acumula carga positiva - levada até ela pelo nervo – e a superfície externa acumula cargas negativas. Fonte: Adaptado de Raicik (2020)

Na segunda metade do século XVIII havia uma dualidade entre duas teorias que buscavam explicar a contração muscular: a teoria dos espíritos animais e a da irritabilidade. A primeira surge ao final do século XVII e foi proposta por René Descartes. Segundo essa teoria, os espíritos animais são enviados do cérebro para os músculos pelos nervos. Após a contração muscular, esses espíritos retornavam para o cérebro provocando as sensações.

Albrecht von Haller (1708-1777) foi um importante pesquisador suíço na área da fisiologia (além de ser médico, um importante poeta e naturalista) e teve diversas contribuições importantes para essa área. Ele fez alguns experimentos nos quais removeu nervos de alguns órgãos musculares e em seguida os ativou com estímulos elétricos. Nesses experimentos, ele observou que havia contração muscular mesmo na

ausência de nervos. Aliás, antes do famoso experimento de Galvani, Haller havia proposto que o coração gerava eletricidade sem a necessidade de estímulos externos. A partir das suas observações, o cientista elaborou a teoria da irritabilidade, na qual afirmava que a irritabilidade é uma propriedade que os músculos possuem, responsável por sua contração quando estimulados. Em contrapartida, a sensibilidade é a capacidade de um órgão ter sensações quando estimulados. Para Haller, os nervos têm a função de enviar as mensagens para o cérebro produzir essas sensações e não têm relação alguma com as contrações musculares.

Com a teoria da eletricidade animal, Galvani conseguiu unir elementos das hipóteses de Haller e de Descartes. Isso porque ele afirmou que as contrações musculares poderiam acontecer devido à passagem de cargas elétricas pelas fibras musculares – o que estava de acordo com a hipótese da irritabilidade – mas que essas cargas estimulam as fibras chegando nelas através dos nervos que, por sua vez, são provenientes do cérebro – como afirmava a hipótese dos espíritos animais.

4.1.3. O duelo conceitual entre Galvani e Volta

Ao ler a obra *De viribus*, o físico italiano Alessandro Volta (1745-1827) ficou extremamente empolgado e reconheceu as descobertas de Galvani sobre a eletricidade animal como revolucionárias. Entretanto, após fazer alguns experimentos passou a discordar delas, propondo uma interpretação diferente para as ideias que sustentavam a teoria da eletricidade animal – a teoria da eletricidade por contato. Esse embate entre Galvani e Volta abriu portas para a eletroquímica.

Volta refaz os experimentos de Galvani com algumas modificações. Ele inicialmente utilizou rãs vivas ao invés de mortas. Ele concluiu que só havia contração muscular quando partes do corpo do animal eram tocadas com *metais diferentes*. Além disso, afirmava que havia um contínuo fluxo de cargas elétricas no interior do corpo e que a contração muscular acontecia quando esse fluxo era perturbado. Ao usar metais diferentes, esses metais aceleravam o movimento das cargas, promovendo a contração muscular.

Em um outro experimento, Volta secciona um membro de uma rã e conecta somente o nervo aos eletrodos de uma garrafa de Leyden (Figura 6). A descarga da

garrafa promove a contração muscular. Dessa forma, Volta conclui que os nervos controlam os músculos. Ainda que o estímulo não atinja o músculo, há contração.

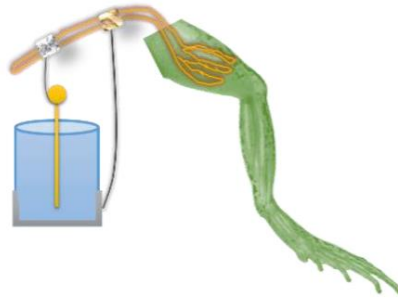


Figura 6 - Nervo crural de uma rã conectado aos eletrodos de uma garrafa de Leyden. A descarga da garrafa promove contração muscular. Fonte: Adaptado de Raicik (2020)

Volta repete o experimento que fez utilizando uma garrafa de Leyden substituindo-a por dois revestimentos metálicos conectados por um arco também metálico (Figura 7). Essa montagem também promoveu a contração muscular.

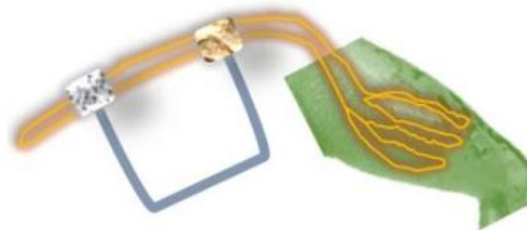


Figura 7 - O nervo crural foi conectado a dois revestimentos de metais diferentes unidos por um arco metálico. Esse arranjo promove a contração muscular. Fonte: Adaptado de Raicik (2020)

Galvani e Volta travaram um “duelo científico” por um tempo, cada um tentando defender suas hipóteses para explicar os fenômenos por trás das contrações musculares. Para um, a eletricidade era gerada no interior do corpo dos animais, pelos músculos. Já para o outro, a eletricidade era gerada pelo contato de diferentes metais. Diversos experimentos foram feitos na tentativa de defender ou refutar ideias. Apesar de tudo, eles se tratavam com respeito e tinham admiração um pelo trabalho do outro. Inclusive, ambos compartilharam o palco de uma cerimônia de premiação na Academia de Ciências de Paris em 1802.

Hoje sabe-se que ambos foram vencedores desse “duelo”. Isso porque a eletricidade animal pode ser entendida como consequência da geração do impulso nervoso – uma corrente elétrica que percorre os neurônios e responsável pelo estímulo de fibras musculares e outros órgãos – e que o contato entre dois metais diferentes gera uma tensão que pode ser usada para produzir um trabalho elétrico. Essas duas constatações foram fundamentais para o desenvolvimento de importantes áreas de estudo: a fisiologia e toda a neurociência e a eletroquímica.

O trabalho de Volta acerca da influência de metais diferentes na contração muscular o levou a um marco importante na Eletroquímica. Na tentativa de provar que metais diferentes poderiam produzir eletricidade e promover a contração muscular, ele descobriu, em um experimento, que existia uma tensão elétrica entre dois metais diferentes. Na tentativa de explicar essa tensão, ele sugeriu que cada substância constituinte dos metais tinha uma afinidade diferente pela eletricidade. Como esses metais eram constituídos de matéria elétrica em sua estrutura, o metal com maior afinidade pela eletricidade “puxaria para si” a eletricidade contida no outro metal quando conectados por um condutor metálico. Como veremos em capítulos posteriores, esse conceito está relacionado ao que hoje se classifica como *potencial padrão de eletrodo* e mesmo com a limitação instrumental da época, Volta foi capaz de propor uma explicação coerente com detalhes estruturais ainda não descobertos na época.

Na tentativa de amplificar a tensão existente entre dois metais diferentes, Volta decidiu empilhá-los em alternância e verificar se a tensão elétrica era amplificada. Ao fazer esse arranjo (zinco-prata-zinco-prata-zinco-prata...), ele verificou que a tensão elétrica não era modificada. Entretanto, ao colocar um papel molhado com uma solução salina entre os metais, a tensão era proporcional ao número de pares metálicos empilhados. Assim, ele tinha construído a primeira pilha elétrica. O nome pilha vem do fato dele ter *empilhado* os metais na construção do dispositivo. Uma versão alternativa do dispositivo também foi feita conectando metais distintos imersos em copos contendo soluções salinas. Essa montagem é frequentemente apresentada nos livros de Química ao discutir a pilha desenvolvida pelo químico inglês John Frederic Daniell (1790-1845), anos mais tarde.

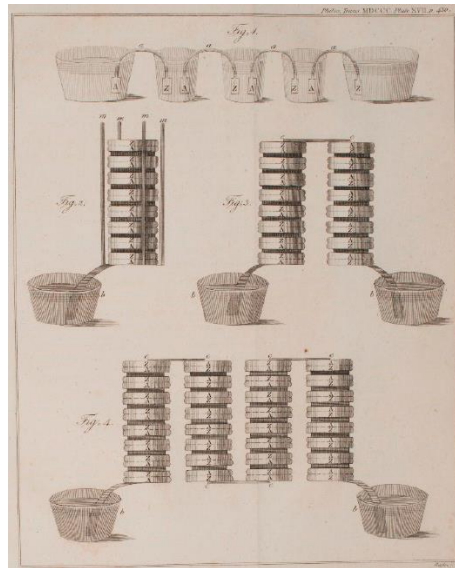


Figura 8 - Pilhas de Volta e a montagem de copos feita por ele. Fonte: Heth, 2019.

A pilha de Volta revolucionou o estudo e o uso da eletricidade, já que até então, as correntes elétricas produzidas eram fracas, pois eram geradas por eletricidade estática. Agora, era possível obter uma fonte de corrente elétrica contínua por meio da pilha. Embora a tensão fosse menor do que aquelas produzidas pelas garrafas de Leyden, a corrente elétrica era consideravelmente maior. Inclusive, as pilhas eram usadas para produzir choques elétricos mais intensos nas pessoas, comparáveis aqueles sentidos quando se tocava um peixe elétrico. Esse fenômeno era a diversão de muita gente nas demonstrações de Volta. Um trecho da obra *Tio Tungstênio*, de Oliver Sacks (2002, p.163) mostra a revolução da invenção de Volta:

O fato de aquela ser uma fonte inteiramente diferente de eletricidade, não de atrito e nem estática, mas um *tipo* absolutamente diferente de eletricidade, deve ter parecido espantoso, uma nova força da natureza, quando Volta a descobriu em 1800. Anteriormente havia apenas as descargas fugazes, as faíscas e os lampejos de eletricidade de atrito; e então passou ter à disposição uma corrente constante, uniforme, invariável. Bastavam apenas dois metais diferentes – cobre e zinco serviam, ou cobre e prata (Volta registrou toda uma série de metais que diferiam entre si na “voltagem”, ou diferença de potencial) imersos em um meio condutor.

4.1.4. As portas abertas pela pilha de Volta: o poder da corrente elétrica contínua

A invenção da pilha de Volta abriu as portas para um novo campo de estudo. Em 1800, o químico britânico Humphry Davy (1778-1829), ao ler o texto no qual Volta descrevia seu dispositivo de geração de eletricidade, ficou tão impressionado que construiu com seu colega de Laboratório – Thomas Beddoes - uma pilha que ocupava todo o espaço disponível em uma sala. Ao utilizar essa bateria, Davy notou que à medida que o dispositivo gerava energia, ocorriam alterações nas placas metálicas que o constituíam. Segundo essa lógica, ele passou a investigar a ocorrência do fenômeno inverso: a promoção de uma reação química a partir da passagem de uma corrente elétrica. Ele havia descoberto, dessa forma, o fenômeno da eletrólise. A partir da passagem da corrente elétrica em água com um pouco de ácido, ele observou que ela se decompunha nos gases hidrogênio e oxigênio, cada um em um dos eletrodos conectados aos polos da bateria.

Além da sua descoberta eletrolítica, ele fez observações importantes sobre diferentes fenômenos. Novamente, vale recorrer a um trecho da obra de Oliver Sacks (2002, p.124) para constatar isso:

Com sua bateria, Davy descobriu que podia não só eletrolisar a água, mas também aquecer fios metálicos: um fio de platina, por exemplo, podia ser aquecido até ficar incandescente; e se a corrente fosse passada por bastões de carbono e estes fossem então separados por uma curta distância, um deslumbrante “arco” elétrico saltava de um bastão ao outro (“um arco tão vívido que até a luz do sol comparada a ele parecia débil”, ele escreveu). Assim, quase que por acaso, Davy topou com as que viriam a ser as duas principais formas de iluminação elétrica, a lâmpada de incandescência e a lâmpada de arco – embora não as desenvolvesse, passando a se dedicar a outros projetos.

Davy foi além da formação de hidrogênio e oxigênio a partir da aplicação de corrente elétrica na água. Ele isolou, pela primeira vez, os elementos sódio e potássio por meio da passagem de corrente elétrica. A descoberta desses elementos por parte de Humphry Davy foi tão impressionante que fora reconhecida como uma das mais impressionantes da ciência por Mendeleiev (O pai da tabela periódica moderna) (Sacks, 2002).

Após o isolamento do sódio e potássio, Davy expandiu seus experimentos com eletrólise, isolando também metais alcalinos terrosos, como o cálcio e o magnésio. Durante seus experimentos, ele chegou a algumas conclusões: os compostos conduzem corrente elétrica quando são dissolvidos em água ou fundidos, mas não no estado sólido; o elemento metálico migra sempre para o polo negativo durante a eletrólise. Isso fez com que Davy concluísse que a força que une os elementos é de natureza elétrica. Sacks (2002, p.128), mais uma vez, descreve essa descoberta poeticamente em seu livro *Tio Tungstênio*:

Para Davy, a eletrólise era uma revelação de que a própria matéria não era algo inerte que mantinha sua coesão graças à “gravidade”, como pensara Newton; a matéria era carregada e mantida coesa por forças elétricas. Afinidade química e força elétrica eram a mesma coisa, ele então começou a refletir. Para Newton e Boyle havia existido uma única força, a gravitação universal, que mantinha juntos não só as estrelas e os planetas, mas também os próprios átomos dos quais eram compostos. Agora, para Davy, havia uma segunda força cósmica, não menos potente que a gravidade, mas que atuava nas minúsculas distâncias entre os átomos, no mundo invisível, quase inimaginável, dos átomos químicos. A gravidade podia ser o segredo da massa, pensou Davy, mas a eletricidade era o segredo da matéria.

A obra de Oliver Sacks citada aqui dedica um capítulo inteiro para falar de Davy e o descreve como um químico poeta. A origem desse título para se referir a Davy é justificada pelo contato que ele tinha com a poesia e com os poetas do século XIX. Inclusive, Sacks relata que nessa época a ciência e a cultura literária andavam juntas e uma influenciava a outra. Isso, com o tempo, foi se perdendo.

As descobertas de Davy aconteciam paralelamente ao desenvolvimento da Revolução Industrial. As máquinas usavam carvão como fonte de energia e a exploração das minas estava cada vez mais intensa, fazendo com que fosse necessário ir mais fundo na exploração. Entretanto, isso envolvia um risco: a presença de um gás explosivo – o metano (CH_4) – ameaçava a exploração dos carvoeiros. Nesse contexto, Davy fez a construção de uma lâmpada que o consagrou. Essa lâmpada era constituída por um recipiente de metal fechado, com uma chama interna que aquece um filamento metálico de platina que, por sua vez, emite luz por incandescência. Como a chama estava em um recipiente fechado, a quantidade de gás que entrava em contato com ela

era limitada e isso evitava o risco de explosões. A lâmpada de Davy ou lâmpada de segurança de minas é uma das suas descobertas mais famosas e, muitas vezes, ofusca os feitos de Davy no campo da eletroquímica.

4.1.5. As contribuições de Michael Faraday para a eletroquímica
Humphry Davy tinha um fiel assistente, chamado Michael Faraday (1791-1867) que, seguindo o seu legado, revolucionou o campo da eletroquímica. Embora a eletrólise tenha sido extensamente estudada, não se sabia explicar a sua ocorrência, só havia teorias. Uma das mais aceitas na época era de que a decomposição de substâncias por meio da eletricidade acontecia devido à força elétrica exercida por dois metais separados por uma distância, claramente uma aplicação da lei de Coulomb (a qual afirma que a força elétrica é inversamente proporcional ao quadrado da distância entre as cargas). Faraday era contrário a essa teoria e publicou, em 1833, um artigo no qual afirmava que a decomposição ocorria devido à passagem de corrente elétrica e não devido à força exercida por metais presentes nos polos de uma bateria. De acordo com ele, quanto maior for a intensidade da corrente elétrica, maior a quantidade de substância que seria decomposta.

Faraday, convicto da sua proposição, cunhou uma série de termos que estão presentes no vocabulário químico até os dias de hoje. Aliás, o termo eletrólise foi criado por ele. Além desse termo, também definiu os termos *íons*, *cátions*, *ânions*, *cátodo*, *ânodo*, *eletrodo* e *eletrólito*. Para ele, *íon* seria a parte carregada da molécula que é atraída por uma das direções da corrente elétrica. *Eletrodo*, por sua vez, seria o metal ligado ao polo da bateria pelo qual a corrente elétrica sai ou entra. Ele enfatizou que os eletrodos eram simplesmente dispositivos por onde a corrente elétrica entra ou sai do sistema. Inclusive, ele sugeriu a substituição do termo *polo* por *eletrodo* à época, em contraste com a teoria da força exercida pelos polos de uma bateria ser responsável pela eletrólise (apesar disso, ainda hoje os termos *polos* são usados no contexto da eletroquímica). O eletrodo negativo ele chamou de *Cátodo* e o íon positivo que era atraído por esse eletrodo ele chamou de *cátion*. O eletrodo positivo, por sua vez, ele chamou de *ânodo* e o íon negativo que era atraído por ele foi chamado de *ânion* por Faraday. Por fim, *eletrólito* foi definido como a substância que, ao ser dissolvida em água ou derretida, permite a passagem de uma corrente elétrica passe por ela.

Adicionando ácido à água e passando uma corrente elétrica por ela, Faraday concluiu que - mesmo após variar os tamanhos e as formas dos eletrodos, assim como a quantidade de ácido adicionada – a quantidade de água que sofria decomposição era proporcional à quantidade de eletricidade aplicada. Os experimentos de Faraday mostraram também ser necessária uma diferença de potencial mínima para decompor uma substância e essa diferença variava de acordo com a substância. Ele interpretou isso como sendo a força mínima para separar os íons durante o processo eletrolítico. Uma corrente elétrica fluindo abaixo de uma voltagem mínima não provocava decomposição.

Para seus experimentos, Faraday construiu um equipamento capaz de mensurar a corrente elétrica, o qual denominou de Volta-eletrômetro. Esse equipamento funcionava coletando os gases hidrogênio e oxigênio durante a eletrólise da água. Quanto maior a corrente elétrica aplicada, maiores são os volumes de gases coletados. (Figura 9)

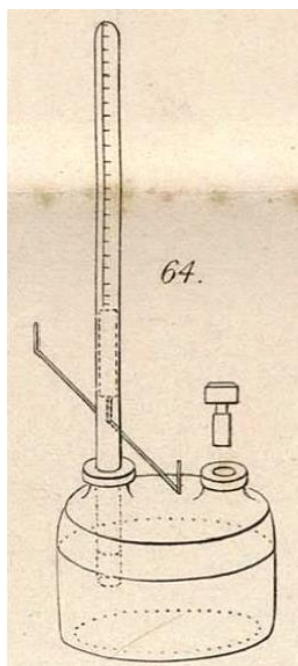


Figura 9 - O volta-eletrômetro de Faraday. O dispositivo era usado por ele para mensurar a quantidade de eletricidade. Fonte: Santos, Porto e Kiouranis, 2020

Outra contribuição de Faraday foi a respeito dos chamados *equivalentes químicos* da época. Os equivalentes químicos representam massas de substâncias que podem reagir com específicas massas de outras, denominadas como padrão. Esse conceito é próximo do que hoje é denominado *massa atômica*. Faraday foi capaz de determinar por meio de experimentos que os equivalentes químicos obtidos por

eletrólise eram iguais àqueles obtidos por meio de outros experimentos tradicionais. Dessa forma, ele foi capaz de elaborar outra de suas leis da eletrólise: uma certa quantidade de eletricidade forma massas de produtos que mantêm uma relação com seus respectivos equivalentes químicos. Atualmente, sabe-se que a quantidade de eletricidade forma uma massa de substância proporcional à sua massa atômica (mais especificamente à sua massa molar). Isso contribuiu significativamente para a indústria da eletrólise, de forma que é possível prever a quantidade de eletricidade necessária para obter uma determinada massa de produto. Faraday utilizou pesos equivalentes ao invés de massas atômicas justamente por não acreditar na teoria atômica de Dalton, que tinha sido proposta alguns anos antes (1808) pelo químico britânico John Dalton (1766-1844). A evolução da teoria atômica ao longo do tempo foi lapidando as ideias de Faraday.

As ideias de Faraday não foram aceitas de imediato na época em que ele as propôs – para se ter uma ideia, Faraday publicou seus trabalhos sobre eletrólise por volta de 1834 e eles foram negligenciados até cerca de 1880. Um dos motivos foi a contestação por parte de um importante químico da época, Jöns Jacob Berzelius (1779-1848). Antes de continuar a narrativa sobre o contexto eletroquímico daquela época, é importante destacar a importância de Berzelius para a Química. Apesar de ter doutorado em Medicina, ele se dedicou à sua verdadeira paixão – a Química – e, desde então, ele construiu alguns feitos no mínimo revolucionários: foi ele quem introduziu letras e símbolos para representar os elementos químicos, descobriu diversos elementos e criou termos amplamente utilizados até hoje como “catalisadores”, “isômeros” e “polímeros”. Retomando à discussão eletroquímica, Berzelius fez uma certa confusão entre os termos *quantidade de corrente elétrica* e *intensidade da corrente elétrica*. Para ele, era inconcebível que uma mesma corrente elétrica fosse capaz de separar hidrogênio do oxigênio na água e chumbo e cloro do cloreto de chumbo, sendo que esses elementos são unidos por forças de magnitudes diferentes nessas duas substâncias. Outro fator que contribuiu para o descrédito foi o fato de que Faraday acreditava que somente substâncias que continham apenas um equivalente de cada elemento (o que hoje seria como substâncias cujas fórmulas químicas apresentam elementos na proporção 1:1, como CaO, FeO, NaCl) poderiam ser eletrolisadas. Para ele, nem todas as substâncias poderiam passar pelo processo de eletrólise. Além disso, o fato de Faraday não levar em consideração a teoria atômica – que estava em pauta entre os Químicos da época –

também pode ter contribuído com o fato de a comunidade científica da época não ter reconhecido suas contribuições de imediato.

4.1.6. De Faraday à célula de Daniell

Apesar disso, havia um cientista que ficou admirado com os trabalhos de Faraday sobre eletrólise e enviou uma carta para ele mencionando essa admiração. Esse cientista foi John Frederic Daniell, o inventor da *célula de Daniell*, amplamente estudada nas aulas de eletroquímica. Assim como Berzelius, Daniel tinha formação como médico, mas era apaixonado pela Química, tanto que se tornou professor de Química na Universidade de Londres. Em uma de suas cartas, Daniell escreveu (adaptado de Ehl, 1983)

Um resultado, eu sei que irá gratificá-lo; ou seja, que entre os quase inumeráveis testes aos quais expus sua grande descoberta das ações químicas definidas da eletricidade, eu não encontrei nenhum fato para refutá-la.

Além disso, Daniell também descreveu na carta para Faraday sua célula de dois fluidos, ou seja, sua pilha (Figura 10). Na carta, ele descreve uma célula com dois compartimentos: um contendo um bastão de zinco imerso numa solução de sulfato de zinco ou ácido sulfúrico e outro revestido por uma placa (ou folha) de cobre contendo uma solução de sulfato de cobre II. Os dois compartimentos eram separados por uma barreira constituída de divisores de papel ou cerâmica porosa. A célula de Daniell fez bastante sucesso comercial após seu desenvolvimento.

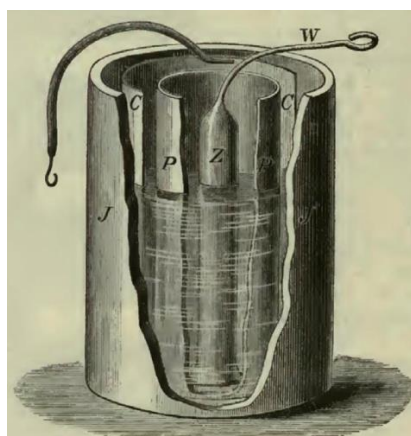


Figura 10 - Célula de Daniell. O bastão de zinco (Z) imerso em uma solução de sulfato de zinco é separado do cobre (C) por papel ou cerâmica (P). Dentro do compartimento delimitado pelo cobre há uma solução de sulfato de cobre. O gancho que sai da placa de

cobree o que sai do bastão de zinco (W) são ligados aos polos dos aparelhos. Adaptado de Heth, 2019.

4.1.7. Da eletroquímica ao eletromagnetismo

Para além do campo eletroquímico, Faraday teve importantes contribuições no campo do eletromagnetismo. Ele, em 1821, construiu o primeiro motor elétrico (Figura 11), ao observar que uma corrente elétrica que passava por um fio suspenso fazia com que esse fio girasse ao redor de um ímã imerso em uma tigela contendo mercúrio em seu interior. A construção desse motor teve grande impacto na época. Pouco tempo após a sua construção, dispositivos movidos a motores elétricos já estavam circulando e, em 1839, já havia embarcações que utilizavam desses motores (Sacks, 2002). Foi dessa forma que Faraday iniciou a vasta jornada que culminaria na união entre a eletricidade e o magnetismo.

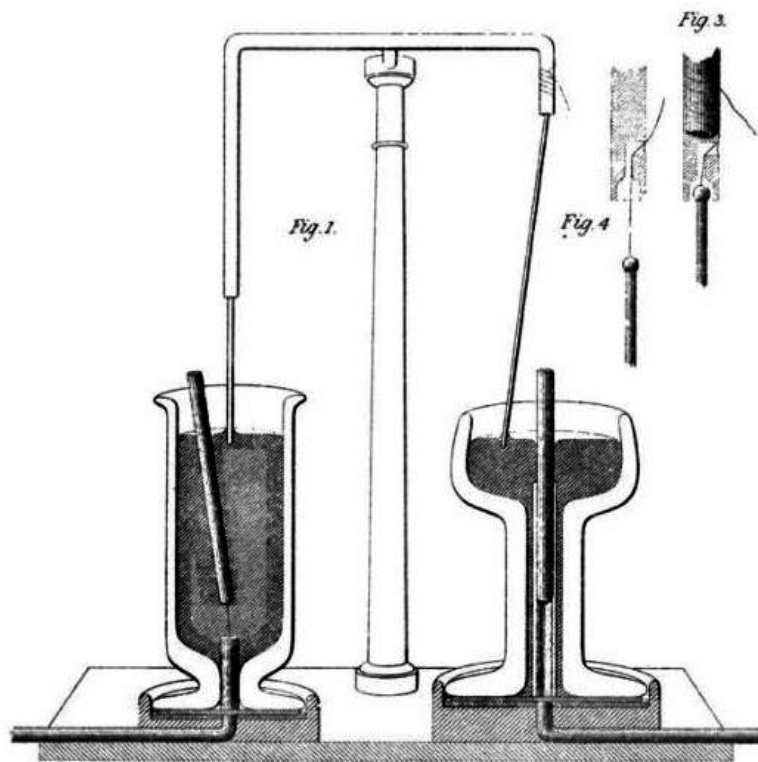


Figura 11 - Motor elétrico de Faraday. Fonte: <
http://www.vanialima.blog.br/2014/04/os-gigantes-da-engenharia-eletrica_1.html>.
Acesso em 29 de Abril de 2023

Com a criação do seu motor elétrico, Faraday imaginou traçar um caminho inverso: produzir eletricidade usando o magnetismo dos ímãs. Através de experimentos, ele verificou que um ímã parado não era capaz de produzir eletricidade, apenas quando estava em movimento produzia esse feito. Foi aí que surgiu uma importante lei do eletromagnetismo: *a lei da indução de Faraday*. É isso que faz com que as usinas consigam gerar eletricidade em grande escala. O fato de ser necessário provocar uma variação nas linhas de força magnética (como definia Faraday) causou estranheza naquela época, como relata, mais uma vez, Oliver Sacks (2002, p. 168):

Instalar um ímã permanente dentro de um fio em espiral não gerava eletricidade; era preciso mover a barra para dentro e para fora, e só desse modo era gerada uma corrente. Isso nos parece óbvio hoje, pois temos familiaridade com os dínamos e com o modo como ele funciona. Mas naquela época não havia razão para esperar que o movimento fosse necessário; afinal, o jarro de Leyden, uma bateria voltaica, ficava parado em cima da mesa. Até um gênio como Faraday precisou de dez anos para fazer o salto mental, para se afastar das pressuposições, entrar em um novo reino e perceber que o movimento do ímã era necessário para gerar eletricidade, que o movimento era a essência.

O código QR abaixo direciona para uma página do site *pHet colorado* que mostra uma simulação em que se pode constatar a *Lei da indução de Faraday*.

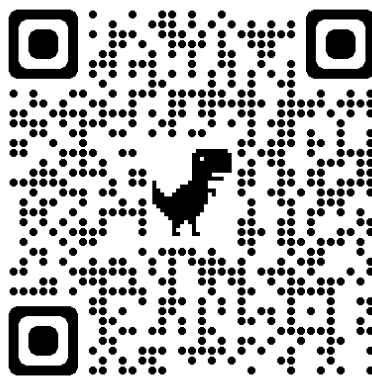


Figura 12 - Código QR para a simulação sobre a Lei da Indução de Faraday. Disponível em: https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulations/faradays-law. Acesso em 08 de Setembro de 2023

É importante destacar que quando se fala em Leis de Faraday, devemos ter em mente que ele estabeleceu duas leis em relação aos processos de eletrólise e uma lei sobre a indução eletromagnética.

Embora tenha descrito uma lei fundamental do eletromagnetismo, ele não tratou o fenômeno da indução com rigor matemático. O protagonismo matemático iria aparecer com as ideias do físico James Clerk Maxwell.

James Clerk Maxwell nasceu na Escócia em 1831. No ano de nascimento de Maxwell, Faraday havia anunciado sua lei de indução eletromagnética, como afirma Lima (2009). Ele havia se dedicado ao estudo de óptica durante sua graduação em Matemática, isso o aproximou dos fenômenos luminosos. Em 1855, ele publicou a obra *Sobre as linhas de força de Faraday*, na qual descreve matematicamente o fenômeno da indução eletromagnética. Além disso, anos depois, em 1865, publicou *Uma teoria dinâmica do campo eletromagnético*, na qual constam quatro equações fundamentais do eletromagnetismo, por meio das quais formaliza os fenômenos eletromagnéticos. Uma das equações de Maxwell mudou completamente a forma de como a luz era vista na época. A equação da onda eletromagnética, consequência das outras três, estabelece que a luz é constituída por campos elétricos e magnéticos se propagando na velocidade da luz. Assim, a luz é um tipo de onda eletromagnética. A transmissão de ondas que acontece nos rádios, na televisão e a comunicação via satélite começaram a nascer a partir das proposições de Maxwell.

O formalismo matemático de Maxwell não impediu Oliver Sacks de perceber a beleza das suas descobertas. Sacks (2002, p.170) escreveu:

Em 1865, Maxwell conseguiu calcular que tais campos (elétrico e magnético) se propagariam a 300 mil quilômetros por segundo, uma velocidade extremamente próxima à da luz. Isso era espantoso – ninguém suspeitara de nenhuma relação entre magnetismo e luz; de fato, ninguém tinha nenhuma ideia do que poderia ser a luz, embora se soubesse perfeitamente que ela se propagava como uma onda. Maxwell sugeriu, então, que luz e magnetismo eram “atributos da mesma substância, e que a luz é uma alteração eletromagnética propagada pelo campo segundo leis eletromagnéticas”. Depois de ouvir isso, comecei a pensar na luz de outro modo – como campos elétricos e magnéticos pulando uns sobre os outros com espantosa velocidade, entrelaçando-se para formar um raio de luz.

Apesar das contribuições de Maxwell serem fundamentais no campo da Física teórica, elas influenciaram o desenvolvimento da eletroquímica moderna no século XX. Isso porque a teoria eletromagnética e a compreensão da natureza da luz foram bases para desenvolver técnicas e métodos experimentais que foram usados para o estudo aprofundado dos fenômenos eletroquímicos. Os equipamentos usados para mensurar intensidade de corrente elétrica e voltagem se baseiam nas leis de Ohm e Kirchhoff que, por sua vez, baseiam-se nos trabalhos de Maxwell. Tudo isso culminou num arcabouço teórico e instrumental que possibilitou a realização dos trabalhos de Walter Nernst que, como será abordado no próximo capítulo, revolucionou a eletroquímica moderna.

Atividade em grupo (Oficina Temática)

Você pertence a um grupo de roteiristas de quadrinho que decidiu escrever uma história em quadrinhos (de 3 a 4 páginas) sobre ficção científica que se passa no final do século XVIII ou início do século XIX. Nessa história, você deve explorar o impacto de uma descoberta no campo da eletroquímica para a construção do seu roteiro.

Antes de pensar na história, seu grupo decidiu pesquisar alguns pontos para a construção de um contexto. Para isso,

- *Escolha um dos principais cientistas envolvidos nas descobertas eletroquímicas no século XVIII.*
- *Faça uma pesquisa sobre a vida e os trabalhos científicos desse cientista.*
- *Escreva um breve texto descrevendo um pouco sobre o que você descobriu em sua pesquisa.*

Com base nas informações adquiridas em sua pesquisa, você e seu grupo podem começar a escrever a história e fazer os desenhos.

Orientações para o professor:

Essa atividade pode ser desenvolvida após a exposição sobre o contexto histórico da eletroquímica abordado nesse capítulo. É interessante que esse trabalho seja feito em colaboração com professores de diferentes áreas (ver o anexo para o professor)

Ela pode ser dividida nos seguintes momentos:

- *Momento 1: Apresentação da proposta, divisão dos grupos e orientações sobre a pesquisa.*
- *Momento 2: Escrita do texto sobre os cientistas escolhidos pelos grupos. Após a escrita dos textos por parte dos alunos, mostre alguns exemplos de histórias em quadrinhos aos grupos para inspirá-los.*
- *Momento 3: Produção das histórias em quadrinhos.*

Sugestão de materiais: Cartolinas, lápis de cor, caneta, giz de cera e borracha.

4.2. Capítulo 2 - Energia e Eletroquímica

4.2.1. Energia e Eletroquímica

O que uma pessoa pulando de paraquedas, a existência do núcleo de um átomo de ferro, a emissão de radiação por um átomo de césio radioativo e o movimento de elétrons por um fio metálico têm em comum? Todos esses fenômenos decorrem da interação entre partículas. Na verdade, não só eles, mas todo fenômeno pode ser explicado por meio de interação entre partículas. Essa concepção já era forte com os conhecimentos da Física Clássica, mas se fortaleceu com o advento do Modelo Padrão de Partículas.

Embora todos os fenômenos acima citados possam ser explicados por meio de interações, elas não são as mesmas. Existem quatro tipos de interações fundamentais na natureza, que diferem entre si na magnitude e nas partículas envolvidas. Essas quatro interações são:

- *Interação Gravitacional*

Associada à massa das partículas. Portadores de massa se atraem mutuamente. Essa interação cria uma força denominada força gravitacional. É isso que possibilita que um fruto caia do pé, que a Terra se movimente em torno do sol e que faz com que seja tão difícil subir um morro íngreme. A Terra atrai os corpos com massa para seu centro.

- *Interação Eletromagnética*

Associada às cargas elétricas. Portadores de cargas elétricas opostas se atraem mutuamente, enquanto aqueles que apresentam cargas elétricas iguais se repelem mutuamente (é daí que vem aquela ideia de que os iguais se repelem e os opostos se atraem). A força responsável por atrair ou repelir portadores de carga elétrica é a força eletromagnética.

- *Interação Forte*

Associada a uma propriedade não tão conhecida denominada *carga cor*. Essa propriedade pertence a partículas elementares denominadas *quarks*. Nunca ouviu falar dos *quarks*? Bom, o próton (assim como o nêutron) é um conjunto de três *quarks*. O que mantém os prótons e nêutrons unidos no núcleo é uma força que é derivada dessa interação: a força forte.

- *Interação Fraca*

Associada a outra propriedade não muito famosa denominada *carga fraca*. Essa interação é responsável pela transformação de partículas nucleares em outras. Por exemplo, o nêutron se transforma em próton, emitindo um tipo de radiação denominada *radiação beta* devido à ação de um tipo de força denominada força fraca.

O quadro a seguir resume as interações descritas e compara a intensidade relativa das forças geradas a partir dessas interações.

Quadro 1 - Comparação entre os tipos de interações encontradas na natureza

| Interação | Força associada | Intensidade relativa da força associada à interação | Propriedade envolvida | Fenômenos associados |
|-----------------|-----------------|---|-----------------------|---------------------------|
| Gravitacional | Gravitacional | 10^{-42} | Massa | Atração gravitacional |
| Eletromagnética | Eletromagnética | 10^{-2} | Carga Elétrica | Atração/Repulsão elétrica |
| Forte | Cor | 10 | Carga Cor | Estabilidade Nuclear |

| | | | | |
|-------|-------|------------|-------------|-----------------------|
| Fraca | Fraca | 10^{-13} | Carga Fraca | Decaimento Radioativo |
|-------|-------|------------|-------------|-----------------------|

Adaptado de <<http://www.if.ufrgs.br/tex/fis01043/20032/Humberto/>>. Acesso em 16 de Abril de 2023

Depois de conhecer as quatro forças fundamentais da natureza e saber que a força eletromagnética será a protagonista que estará por trás dos fenômenos que serão estudados, é importante enfatizar a compreensão do conceito de energia e suas Inter conversões em diferentes tipos de contexto. Por exemplo, pilhas são dispositivos que geram *energia elétrica* a partir da *energia química*. Por outro lado, existe um processo chamado eletrólise que utiliza a *energia elétrica* para forçar a ocorrência de reações químicas não espontâneas. No âmbito biológico, as mitocôndrias são responsáveis por extrair a *energia química* contida em compostos orgânicos e, através de processos que envolvem a *energia elétrica*, armazenar tal energia química em moléculas facilmente utilizáveis como fonte de energia para a manutenção da vida. Também os impulsos nervosos, fundamentais para a fisiologia humana, são conduzidos graças à *energia elétrica*.

O termo energia também é central para os fenômenos eletroquímicos. Por isso, antes de iniciarmos os estudos dos processos eletroquímicos propriamente ditos, é importante tentar compreender o que é energia. De forma simplificada, pode-se dizer que energia é a capacidade que um sistema possui em realizar trabalho. Um carro em movimento tem capacidade de realizar trabalho, transportando passageiros, ou ao colidir com um objeto; uma célula pertencente às *ilhotas pancreáticas* tem capacidade de realizar trabalho ao produzir insulina; uma bateria tem a capacidade de realizar trabalho elétrico de ligar um aparelho eletrônico. O carro, a célula e a bateria possuem, então, energia armazenada, na forma de algum tipo de combustível, que é convertida em trabalho para a realização de suas funções.

No contexto de fenômenos elétricos, os termos *potencial elétrico*, *tensão*, *diferença de potencial elétrico* ou *voltagem* são usados para se referir à energia potencial armazenada, do tipo eletromagnética, e que pode ser convertida em energia cinética dos elétrons (ou íons). Se elétrons se movimentam de um ponto a outro realizando uma quantidade grande de trabalho nesse movimento, isso significa que o potencial elétrico do dispositivo que promoveu a corrente elétrica é alto. Entretanto, se o

trabalho realizado por esses elétrons durante o movimento entre esses pontos for pequeno, então o potencial elétrico é baixo. Podemos comparar essa energia potencial elétrica à energia armazenada pela água no topo de uma cachoeira. Quando a água cai, essa energia é convertida em energia cinética. A figura a seguir representa essa analogia.

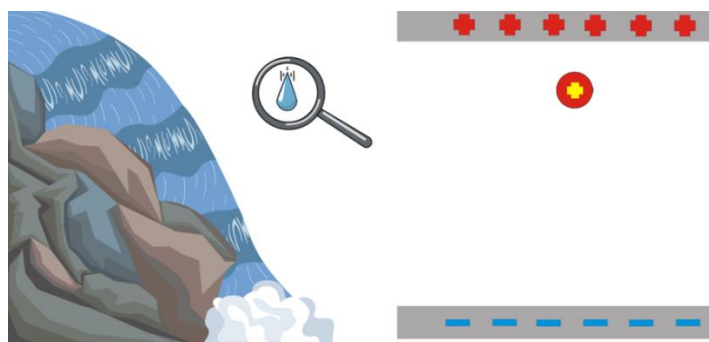


Figura 13 - A diferença de potencial elétrico pode ser comparada à diferença de energia potencial que há em uma cachoeira. A água presente no topo da cachoeira tem maior energia potencial em relação à água presente na base. Essa diferença de energia faz com que a água caia. Da mesma forma, uma carga elétrica (positiva) se desloca da região de maior potencial elétrico para a de menor potencial. Fonte: Disponível em <<https://www.ufrgs.br/amlef/2020/07/01/de-galvani-a-ampere-o-que-e-corrente-eletrica/>>. Acesso em 16 de Abril de 2023

Um *GIF* mostrando a analogia entre a queda d'água e o movimento de cargas elétricas pode ser usado para explorar melhor esse conceito. Para isso, utilize o código QR abaixo para ser direcionado para a página em que o *GIF* pode ser visualizado.

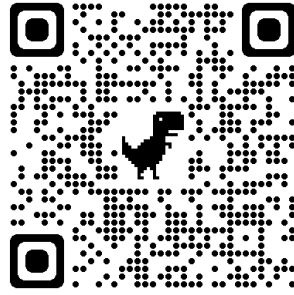


Figura 14 - Código QR que direciona para um Gif da página <https://www.ufrgs.br/amlef/2020/07/01/de-galvani-a-ampere-o-que-e-corrente-eletrica/>.

Fisicamente falando, a diferença de potencial entre duas posições (1 e 2) pode ser definida como

$$V_1 - V_2 = \frac{T}{q}$$

em que V_1 é o potencial no ponto 1, V_2 é o potencial no ponto 2, T é o trabalho realizado sobre a carga (ou por ela) que se desloca entre as posições 1 e 2 e q é a carga. Dessa forma, a diferença de potencial corresponde ao trabalho realizado sobre a carga. Quanto maior o T realizado, maior será a energia transferida às cargas que se deslocam de 1 para 2. Isso pode ser verificado também analisando as unidades de medida de T e q . Trabalho, assim como energia, é medido em Joule (J) e q é medida em Coulomb (C). Dessa forma, a diferença de potencial é dada em J/C e essa grandeza é denominada Volt (V). Por exemplo, uma pilha de 1 volt transfere 1 joule de energia para cada 1 coulomb de carga que passa por ela.

Atenção!

O termo força eletromotriz (fem) também pode ser usado como sinônimo para diferença de potencial ou voltagem. Aliás, esse termo mostra que a diferença de potencial é a força propulsora para o movimento dos elétrons numa corrente elétrica.

4.2.2. Estados de oxidação

Os processos de oxidação e redução e a molécula biológica NAD^+

A geração de energia nas células humanas se dá principalmente através da respiração celular. Nesse processo, açúcares são progressivamente quebrados para gerar energia. Algumas das etapas da respiração exige a presença do NAD^+ para acontecerem e a baixa concentração dessa espécie tem relação com a ocorrência de câimbras. NAD é a sigla para **N**icotinamida **A**denina **D**inucleotídeo e o sinal positivo + significa que a molécula é deficiente de elétrons. Na verdade, significa que ela possui um próton a mais em relação à quantidade de elétrons. Essa molécula está presente no interior das células e é uma coenzima que atua como aceptora intermediária de elétrons durante a respiração celular ou a fermentação, sendo fundamental para o funcionamento de algumas enzimas dessas vias metabólicas. Quando essa molécula recebe elétrons (juntamente com hidrogênio, na forma de íon hidreto (H^-)), ela passa a ter a mesma quantidade de prótons e elétrons, o que elimina a carga positiva, transformando-a em NADH , como será discutido a seguir. As estruturas químicas do NAD^+ e do NADH estão mostradas na figura 15.

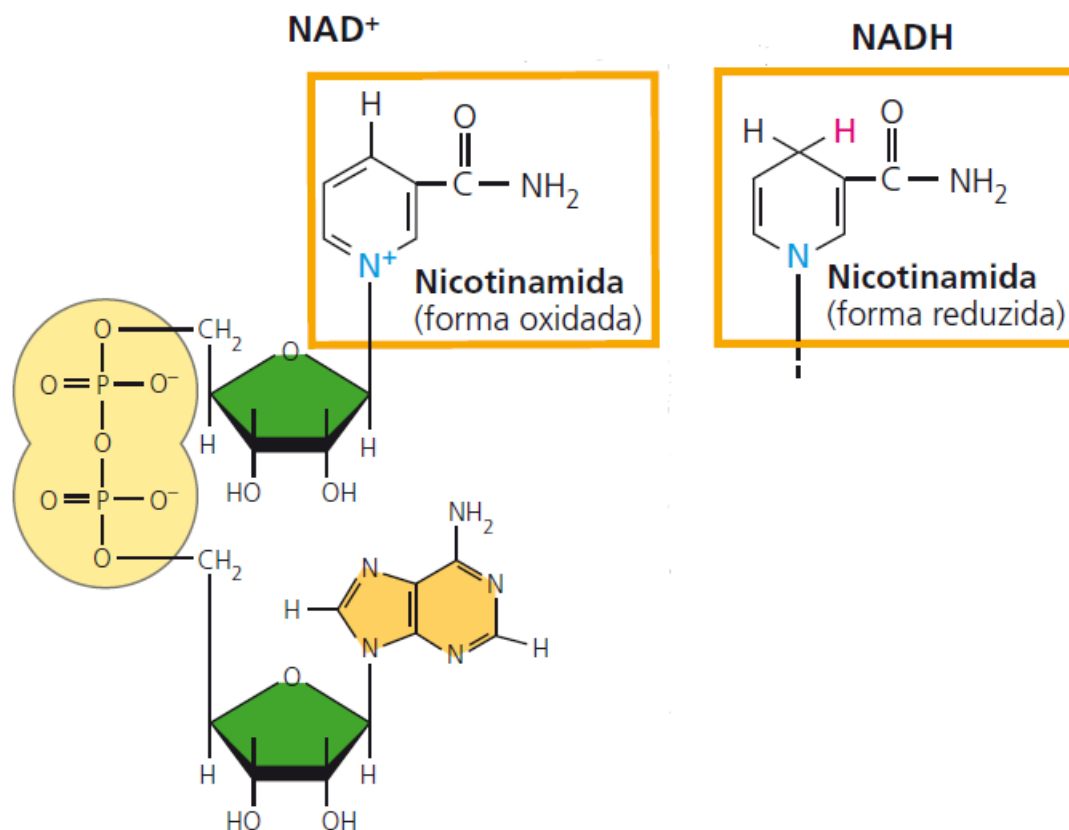


Figura 15 – Comparação entre as estruturas químicas do NAD^+ e do NADH . A diferença entre as duas moléculas ocorre na porção delimitada pelo retângulo amarelo.

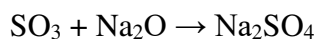
Adaptado de Reece *et al.* (2005)

O termo dinucleotídeo está relacionado ao fato de a molécula ser formada a partir da união de dois nucleotídeos. Cada nucleotídeo, por sua vez, é constituído de uma unidade de carboidrato, um grupo fosfato e uma base nitrogenada. Você é capaz de reconhecer cada uma dessas unidades a partir da análise da estrutura química mostrada na figura anterior?

Mas qual é a relação entre o NAD⁺ e a câimbra? Bom, para entender essa relação (que não é óbvia) é necessário discutir dois conceitos: o de oxidação e o de redução.

J.J. Berzelius foi um químico do século XIX que estabeleceu que todo átomo possui dois polos – um positivo e um negativo – e que esses polos iriam ser responsáveis pela existência da predominância de polos em moléculas ou compostos em função da quantidade e dos tipos de átomos que os formam. Para Berzelius existiam dois tipos de óxidos: os positivos e os negativos. Para ele, os óxidos positivos eram bases (por exemplo Na₂O e H₂O) e os óxidos negativos eram ácidos (por exemplo SO₃ e H₂O). O que Berzelius chamou de bases hoje se conhece como óxidos básicos e o que ele chamou de ácidos hoje se conhece como óxidos ácidos.

Segundo Berzelius, os óxidos positivos se combinavam com os óxidos negativos para formar diversos compostos (principalmente sais). Essa teoria ficou conhecida como **Teoria dualista** e é a origem do termo oxidação. Isso porque a oxidação corresponde à transformação de um óxido positivo em um óxido negativo. Note que a quantidade de oxigênio é maior em óxidos negativos (ou ácidos) do que nos óxidos positivos (ou bases). Além disso, as reações entre óxidos positivos e negativos também eram consideradas como processos de oxidação por Berzelius. Por exemplo, para ele a seguinte equação química representava um processo de oxidação e, ao mesmo tempo, uma reação de formação de um sal a partir de um ácido e uma base:



A teoria dualista foi abandonada após a publicação de um artigo de Otis Coe Johnson em 1880, no qual ele definiu que a oxidação acontecia quando ocorria um aumento na polaridade de um elemento, ou seja, quando essa polaridade saía da direção negativa e ia para a positiva. É importante destacar que nessa época ainda não havia conhecimento sobre o elétron, mas esse conceito de oxidação ainda é usado hoje em dia.

Em suas análises, Johnson estabeleceu algumas regras sobre a polaridade de alguns elementos quando estão ligados a outros. Entre elas,

- a polaridade do hidrogênio é +1;
- a polaridade do oxigênio é -2 (exceto em peróxidos);
- moléculas são neutras (a soma das polaridades dos elementos é zero);

A equação química



que, de acordo com a teoria dualista, representava um processo de oxirredução, para Johnson não representa. Isso porque não há mudança na polaridade dos elementos Na, S e O.

O conceito de polaridade de Johnson é compatível com a teoria da valência primária de Werner (1893). É importante destacar que o que Werner chamou de valência primária, hoje é conhecido como número de oxidação.

As definições de oxidação e redução atualmente não são muito diferentes daquelas propostas por Johnson e ainda traz elementos da teoria dualista de Berzelius. Para os nossos propósitos, podemos definir conforme o quadro a seguir.

Quadro 2 - Definições importantes

DEFINIÇÕES

OXIDAÇÃO – Perda de elétrons real ou aparente por parte de uma espécie durante uma reação química. Há aumento da carga (real ou parcial) líquida da espécie após o processo.

O nome oxidação foi dado devido a associação entre esse processo e a reação de metais com o oxigênio.

Cabe ressaltar que a oxidação em compostos orgânicos também está relacionada ao ganho de oxigênio e/ou perda de hidrogênio.

REDUÇÃO – Ganho de elétrons real ou aparente por parte de uma espécie durante uma reação química. Há diminuição da carga parcial líquida do elemento após o

processo.

O nome foi dado em virtude da carga (real ou parcial) líquida positiva de um elemento diminuir ao receber uma partícula de carga negativa (o elétron).

Cabe ressaltar que a redução em compostos orgânicos está relacionada à perda de oxigênio e/ou ganho de hidrogênio.

O NAD⁺ é um agente oxidante, ou seja, uma espécie que promove a oxidação de outra. Durante o processo de quebra de açúcares é necessária a presença do NAD⁺ para retirar elétrons dos derivados dos açúcares e garantir a continuidade do processo como será discutido em detalhes no próximo capítulo. Entretanto, ao promover a oxidação de alguma molécula, o NAD⁺ se torna o NADH e este último não é capaz de atuar como agente oxidante. Dessa forma, para o processo continuar acontecendo, o NADH deve entregar os elétrons que adquiriu a uma outra espécie, para voltar a se transformar em NAD⁺. Geralmente a espécie que recebe esses elétrons é o gás oxigênio, mas na falta desse gás, os elétrons são entregues ao piruvato (um derivado do metabolismo de açúcares), que se transforma em lactato, responsável pela câimbra. Esse processo está representado na figura abaixo.

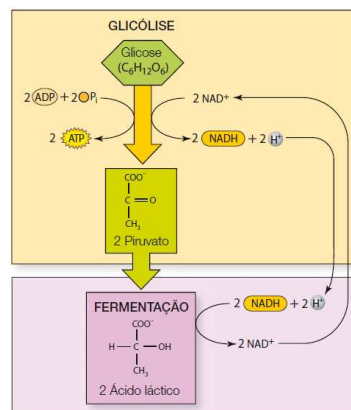


Figura 16 - Fermentação como rota de regeneração do NAD⁺. Na ausência de gás oxigênio o piruvato atua como acceptor de elétrons, transformando o NADH em NAD⁺ e gerando ácido láctico. Fonte: Sadava *et al.* (2009).

4.2.2.1. O conceito de estado de oxidação

Conforme discutido anteriormente, Johnson estabeleceu que a oxidação ou a redução mudavam a polaridade de um elemento, propriedade relacionada a um conceito

comumente tratado nos livros-texto de Química como número de oxidação (Nox). O que é usualmente chamado de Nox é, na verdade, o conceito de estado de oxidação. *Os termos estado de oxidação e número de oxidação foram usados aqui como sinônimos devido à frequência em que a sigla Nox aparece nos livros-texto de Química do Ensino Médio. Entretanto, os conceitos de estado de oxidação e número de oxidação são distintos. Segundo a IUPAC (p. 1049, 2014), o número de oxidação é a carga que uma espécie central de um composto de coordenação tem quando todos os ligantes são removidos juntamente com seus pares de elétrons. Enquanto o estado de oxidação é o conceito que descrevemos nessa seção. Portanto, quando nos referirmos ao Nox nesse texto estamos tratando de estados de oxidação.*

Atualmente, é possível relacionar o estado de oxidação de um elemento à perda ou ganho de elétrons por ele. O estado de oxidação é um número atribuído a uma espécie por meio de regras práticas ou pela suposição de que ligações covalentes estabelecidas pela espécie em análise sejam quebradas: homoliticamente se a ligação for apolar ou heteroliticamente se a ligação for polar. Para propósitos didáticos, o estado de oxidação pode ser pensado numericamente como a carga líquida real ou parcial que um elemento possui em uma espécie. Essa carga líquida se relaciona ao tipo de carga que está em excesso. Quando um átomo perde elétrons, ele fica com mais prótons que elétrons, ou seja, ele apresentará mais cargas positivas do que negativas e, por isso, seu estado de oxidação aumenta. Por outro lado, quando um átomo recebe elétrons, ele fica com mais elétrons do que prótons, ou seja, seu estado de oxidação diminui.

Comparar o valor de estado de oxidação de um elemento antes e depois de uma reação química é uma estratégia útil para saber se esse elemento ganhou ou perdeu elétrons. Por isso, é importante conhecer métodos que possibilitem determinar de forma prática o número de oxidação de um elemento.

4.2.2.2. Método 01 para determinação de NO_x – Análise de Fórmulas

Estruturais

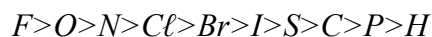
Esse método é útil quando as fórmulas estruturais são mostradas. Essas fórmulas explicitam as ligações covalentes que existem entre os átomos. Por isso, esse primeiro método é relevante para substâncias moleculares.

Nesse método, considera-se que os elétrons de uma ligação covalente estejam mais próximos do elemento mais eletronegativo. É *como se* os elétrons fossem transferidos para ele. Assim, o elemento mais eletronegativo fica com carga negativa por ter “recebido” elétrons e o menos eletronegativo fica com carga positiva por ter “perdido” elétrons no estabelecimento da ligação covalente. Essa análise deve ser feita para cada ligação covalente que o elemento de interesse realiza e o resultado dos elétrons “perdidos” e “recebidos” fornece o NO_x daquele elemento.

Um pouco sobre a eletronegatividade

Linus Pauling, em 1932, publicou um artigo em que descrevia que a energia de ligação entre dois elementos diferentes era maior que a média das energias de ligação entre os átomos de cada elemento em moléculas homonucleares (formadas por átomos do mesmo elemento). Em uma reação química do tipo $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$, Pauling associou essa maior energia de ligação a uma estabilidade adicional fornecida por um componente eletrostático que fazia com que os elementos se atráíssem – ou seja, um elemento teria polaridade positiva e o outro polaridade negativa. Para explicar essa diferença, ele definiu o conceito de eletronegatividade que, segundo ele, é a tendência de um elemento atrair para si os elétrons em uma ligação química. Embora essa definição seja qualitativa, Pauling tabelou alguns valores numéricos para a eletronegatividade de muitos elementos baseando-se nas forças de ligação descritas anteriormente e a escala criada por ele é utilizada até os dias de hoje, sendo conhecido como o “pai da eletronegatividade”. É interessante destacar que existem outros métodos de cálculo de eletronegatividade, um deles foi criado por Allen. Segundo ele, os valores de eletronegatividade estão relacionados à Energia Média dos Elétrons de Valência (EMEV). A EMEV é calculada através da média das energias de ionização dos elétrons de valência do átomo em questão. A energia de ionização (EI) mede o quão presos ao núcleo os elétrons do nível de valência estão – os valores de EI são obtidos experimentalmente através do método de espectroscopia fotoeletrônica. Nota-se que quanto menor o raio atômico e maior a carga nuclear, maior a energia de ionização dos elétrons do átomo e, com isso, maior a eletronegatividade. Esse método fornece valores que são compatíveis com a escala de Pauling e oferece uma base lógica para compreender a origem dos valores de eletronegatividade.

A seguinte fila de eletronegatividade pode ser útil para a determinação de valores de números de oxidação:



ATENÇÃO!

Esse método considera que os elétrons são “transferidos” para o elemento mais eletronegativo, mas se deve tomar cuidado, pois uma ligação descrita pelo modelo covalente envolve o compartilhamento de elétrons e não a transferência completa. Essa é só uma suposição para que se possa atribuir o número de oxidação e, com isso, determinar se houve oxidação ou redução durante uma reação química. Como exemplo, vamos analisar o estado de oxidação dos átomos na molécula de metanal (CH_2O).

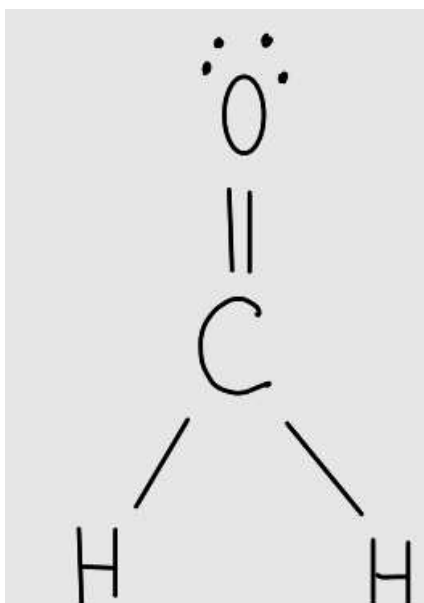


Figura 17 - Fórmula estrutural da molécula de metanal. Fonte: o autor.

Comparando os elétrons do nível de valência dos átomos isolados e ligados na molécula de metanal (figura 17), podemos construir o seguinte quadro:

Quadro 3 - Determinação dos NOx dos elementos da molécula de metanal

| Elemento | Elétrons do nível de valência do átomo isolado | Elétrons do nível de valência do átomo ligado | Conclusão | NOx |
|----------|--|---|-----------|-----|
| | | | | |

| | | | | |
|---|---|---|-------------------|----|
| O | 6 | 8 | 2 elétrons a mais | -2 |
| C | 4 | 4 | Sem alteração | 0 |
| H | 1 | 0 | 1 elétron a menos | +1 |

Quando um mesmo elemento exibe mais de um número de oxidação na molécula, pode ser útil calcular a média dos NOx desse elemento.

4.2.2.3. Método 02 para determinação de NOx – Regras práticas

Através de generalizações do método descrito anteriormente foram feitas um conjunto de regras práticas que possibilita determinar o número de oxidação sem ter acesso à fórmula estrutural da molécula. Muitas dessas generalizações foram feitas por Otis Coe Johnson em 1880, conforme discutido anteriormente.

1) O número de oxidação de íons é igual à carga dos íons;

Ex.: Na⁺ (NOx = +1); O²⁻ (NOx = -2); Al³⁺ (NOx = +3); N³⁻ (NOx = -3)

2) O número de oxidação de elementos em substâncias simples é zero;

Ex.: O₂, S₈, C_{grafite}

3) Em compostos:

3.1) O número de oxidação de metais alcalinos e hidrogênio (exceto em hidretos metálicos) é +1;

Ex.: Na₂O (Nox do Na = +1), LiH (NOx do Li = +1), CsCl (NOx do Cs = +1)

3.2) O número de oxidação de metais alcalinos terrosos é +2;

3.3) O número de oxidação do oxigênio é -2. Exceto nos casos:

. Peróxidos, como H₂O₂ (NOx do O = -1)

. Fluoretos, como OF₂ (NOx do O = +2)

3.4) O número de oxidação do flúor é -1.

3.5) Os halogênios cloro (Cl), bromo (Br) e iodo (I) têm número de oxidação -1 em todos os seus compostos binários. Exceto nos casos:

. Oxigenados, como OCl_2 (NOx do Cl = +1)

. Inter-halogenados, como ICl (NOx do Cl = -1)

3.6) Alguns elementos apresentam NOx fixos, como o alumínio (Al), zinco (Zn) e prata (Ag), cujos Nox são, respectivamente, +3, +2 e +1.

3.7) Em um composto, a soma dos NOx dos elementos é igual à carga do composto.

Exemplo: Determine o NOx do elemento carbono no íon carbonato (CO_3^{2-}).

| | Elemento | Elemento | Carga |
|----------|----------|-----------------|-------|
| Composto | C | O_3 | 2- |
| NOx | X | $(-2) \times 3$ | -2 |

Cálculo:

$$\text{NOx do C} + (\text{NOx do O}) \times 3 = \text{carga do composto}$$

$$x + (-2) \times 3 = -2$$

$$x = +4$$

Exemplo: Determine o NOx do elemento carbono na molécula de dióxido de carbono (CO_2).

| | Elemento | Elemento | Carga |
|----------|----------|-----------------|-------|
| Composto | C | O_2 | 0 |
| NOx | X | $(-2) \times 2$ | 0 |

Cálculo:

$$\text{NOx do C} + (\text{NOx do O}) \times 2 = \text{carga do composto}$$

$$x + (-2) \times 2 = 0$$

$$x = +4$$

4.2.2.4. Proposta de abordagem do tema para professores

A capacidade de uso das regras práticas para determinação de NOx é importante para identificar espécies oxidantes e redutoras, como veremos na próxima seção. Esse processo pode ser facilitado utilizando algumas ferramentas digitais, como o kahoot! que é um site/aplicativo de Quiz, através do qual os alunos respondem a questões diretas em tempo limitado. Utilizando-se o kahoot! pode-se criar questões interativas e os alunos, ao baixarem o aplicativo no celular, podem responder a tais questões. Ao final do Quiz, é criado um pódio com os mais bem colocados. Isso promove engajamento dos estudantes e torna lúdica a prática da utilização das regras práticas.

Acesse o kahoot! através do código QR a seguir apontando a câmera do seu smartphone para ele, crie sua conta ou faça login utilizando sua conta Google, Microsoft, Apple ou Clever, clique em criar e digite as perguntas. Com o Quiz criado, você pode compartilhá-lo com os estudantes através de um código.

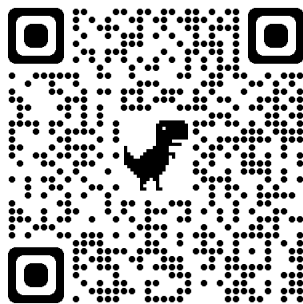


Figura 18 - Código QR para acessar o kahoot!.O acesso também pode ser feito por meio da página <https://kahoot.com/v/>.

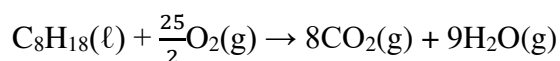
4.2.3. Reações de oxirredução

A palavra oxirredução descreve a ocorrência de dois processos: oxidação e redução. Essa palavra mostra uma característica importante sobre esses processos: eles não ocorrem separadamente. Sempre que uma espécie perder elétrons (sofrer oxidação) outra irá ganhar esses elétrons (sofrer redução).

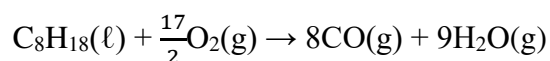
Processos de oxirredução estão presentes de diversas maneiras em nosso cotidiano. No próximo capítulo veremos como esses processos estão presentes na

manutenção da vida em sistemas biológicos. Entretanto, existe uma gama de fenômenos que ocorrem por meio desses processos.

A extração de energia de combustíveis por meio da combustão de combustíveis é o que faz com que automóveis se movimentem. A maioria dos carros no Brasil utiliza como combustível a gasolina, em que o principal constituinte é o octano (C_8H_{18}). Durante a combustão, o octano reage com o oxigênio, originando como produtos dióxido de carbono e água, caso a combustão seja completa.

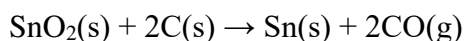


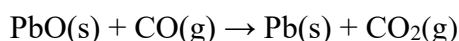
Caso a quantidade de oxigênio não seja suficiente para que ocorra uma combustão completa, há formação de monóxido de carbono ao invés de dióxido de carbono. Isso é extremamente perigoso, pois o monóxido de carbono é tóxico e pode causar morte por asfixia. Esse fato ocorre porque o CO liga-se à hemoglobina (proteína que transporta oxigênio para as células) com uma afinidade muito maior que o O_2 .



Outro fenômeno em que processos de oxirredução estão envolvidos é na ação desinfetante. Desinfetar significa destruir agentes patogênicos (causadores de doenças) como bactérias. O ácido hipocloroso ($HClO$) e o ozônio (O_3) são usados nesses processos de desinfecção porque são capazes de oxidar moléculas vitais das células bacterianas causando, assim, a morte desses microrganismos. O $HClO$ também é usado como agente clareador devido à sua capacidade de oxidação de compostos responsáveis por sujar as roupas.

Muitos metais presentes em nosso cotidiano como o ferro, alumínio e cobre não são encontrados na natureza na forma metálica – cujo número de oxidação é zero. Eles estão presentes em compostos como óxidos e carbonatos na forma de cátions – com números de oxidação positivos. Para obter os metais a partir dos seus minérios é necessário reduzir os cátions metálicos usando agentes redutores adequados. Muitos metais são obtidos por meio da redução utilizando carbono ou monóxido de carbono, como é o caso do estanho e do chumbo. A obtenção desses metais é mostrada por meio das equações químicas a seguir.





Você é capaz de determinar o número de oxidação do estanho (Sn) e do chumbo (Pb) em seus minérios a partir da análise das equações químicas mostradas?

Uma reação de oxirredução pode ser escrita por meio de duas semi-equações: uma que mostra uma espécie perdendo elétrons e outra que mostra uma espécie ganhando. As semi-equações apresentam a seguinte forma geral:

✓ Semi-equação de oxidação

Mostra uma espécie química perdendo elétrons

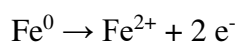
Forma geral: $\text{Espécie}^{\text{carga}} \rightarrow \text{Espécie}^{\text{carga}+\text{n}} + \text{n e}^-$

Em que n é o número de elétrons perdidos.

Note que:

- Os elétrons são mostrados após a seta, o que indica que são perdidos como consequência da oxidação.
- A carga da espécie aumenta de acordo com o número de elétrons que são perdidos.

Exemplo: semi-equação de oxidação do ferro metálico



- Nesse processo o Fe perdeu dois elétrons
 - A carga que antes era 0 passou a ser 2+
- ✓ Semi-equação de redução

Mostra uma espécie química ganhando elétrons.

Forma geral: $\text{Espécie}^{\text{carga}} + \text{n e}^- \rightarrow \text{Espécie}^{\text{carga}-\text{n}}$

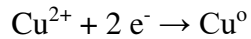
Em que n é o número de elétrons recebidos.

Note que:

- Os elétrons são mostrados antes da seta, o que indica que são recebidos como consequência da redução.

- A carga da espécie diminui de acordo com o número de elétrons que são perdidos.

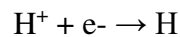
Exemplo: semi-equação de redução do íon cobre (Cu^{2+})



- Nesse processo o Cu^{2+} ganhou dois elétrons
- A carga que antes era +2 passou a ser 0

Um exemplo que mostra a utilidade da representação por meio das semi-equações é a descrição do processo de formação do gás hidrogênio (H_2) através da reação entre metais e ácidos e na descrição do processo de corrosão eletroquímica.

Segundo Arrhenius, ácidos são espécies que produzem íons H^+ quando dissolvidos em água. A redução dos íons H^+ ocorre quando certos metais sofrem oxidação ao entrarem em contato com uma solução ácida. Esse processo pode ser representado pela semi-equação a seguir:



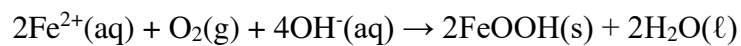
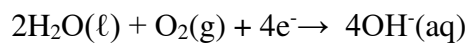
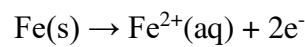
Entretanto, o hidrogênio não existe de forma monoatômica nas condições normais. Por isso, o processo ocorre duas vezes e os átomos de hidrogênios formados se unem por meio de uma ligação covalente, gerando o gás hidrogênio.



As semi-equações podem ser usadas para descrever o processo de corrosão. De acordo com Merçon, Guimarães e Mainier (2011) a corrosão é um processo de deterioração de um material resultante da ação do meio. Aqui será exemplificado o processo de corrosão eletroquímica, mas outros materiais sofrem corrosão, como monumentos rochosos e materiais poliméricos. No caso da corrosão eletroquímica, o material deteriorado sofre oxidação, ou seja, perde elétrons para quem está causando a deterioração, sendo mais comum o oxigênio dissolvido na água. A corrosão tem

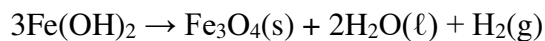
impacto direto na produtividade das indústrias, pois, ainda segundo os autores, ela é responsável pelo aumento dos gastos com manutenção de equipamentos. Além disso, muitas tubulações subterrâneas são constituídas de aço e, devido à ocorrência de processos corrosivos, acontecem vazamentos que podem levar à contaminação do meio ambiente.

A corrosão do ferro acontece por meio da oxidação desse metal pelo oxigênio dissolvido na água. A oxidação do ferro e a redução do oxigênio ocorrem em áreas diferentes da superfície metálica. As semi-equações que representam o processo estão mostradas a seguir.



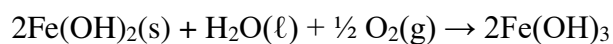
A partir da análise das semi-equações percebe-se que o material feito de ferro (Fe) perde elétrons para a água na presença de oxigênio durante o processo de formação da ferrugem. Após isso acontecer, o íon Fe^{2+} formado e a hidroxila presente na água se atraem mutuamente. Eles se movimentam e se encontram em uma região intermediária, formando $\text{Fe}(\text{OH})_2$ que, por sua vez, pode ter dois destinos:

- Em meio pobre em oxigênio, ocorre a formação da magnetita (Fe_3O_4)



O grau de hidratação do Fe_3O_4 determina a coloração do sólido

- Em meio rico em oxigênio, ocorre a oxidação do hidróxido ferro, segundo a equação a seguir.



O hidróxido formado, por sua vez, passa pela reação química representada por



A partir da análise da figura a seguir, é possível constatar que na porção mais próxima da superfície metálica possui Fe_3O_4 , já que essa parte está mais longe do contato com o oxigênio. Nas porções superiores é possível encontrar a ferrugem propriamente dita (FeOOH). O grau de hidratação da ferrugem também determina a sua coloração.

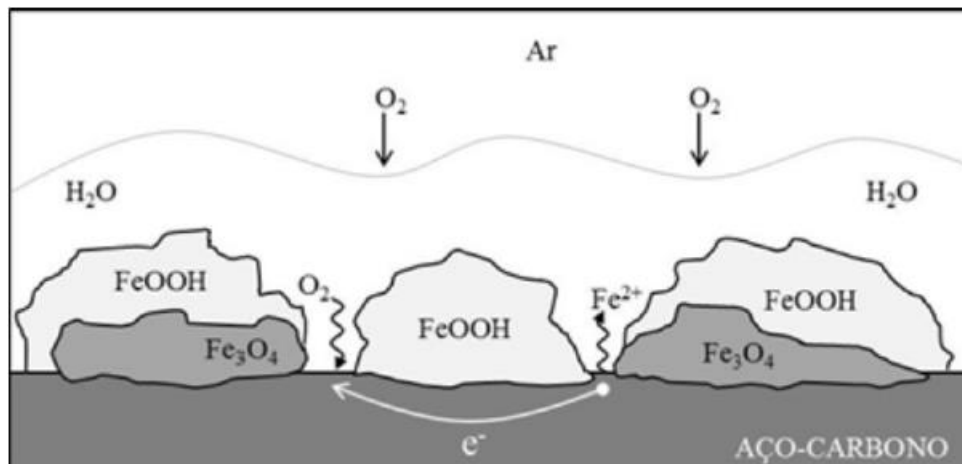


Figura 19 - Representação de como ocorre a corrosão eletroquímica do ferro. Fonte: Silva *et al.* (2014)

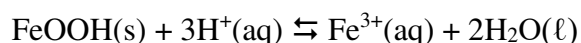
À medida que a ferrugem se forma, torna-se mais difícil a continuidade do processo de corrosão, isso porque menos átomos de ferro ficam expostos ao oxigênio e à água. Dessa forma, diz-se que a ferrugem forma uma **camada passivadora** que protege o metal da corrosão. Essa camada não é tão eficiente, já que o $FeOOH$ é quebradiço, esfrela com facilidade e fica pouco aderido à superfície metálica. Entretanto, a formação dessa camada serviu de inspiração para criar coberturas que visam evitar a corrosão de superfícies metálicas, como revestimentos com tintas e até mesmo com outros metais.

A tendência de um metal sofrer corrosão é medida por meio de seu potencial de eletrodo (como será visto a seguir). O alumínio tem um potencial de eletrodo menor que o ferro, isso faz com que ele seja mais reativo em processos corrosivos. Inclusive, pensando nesse ponto de vista, Slabaugh (1973) escreveu que o alumínio nunca poderia ser usado para construir aviões, pois isso faria com que o avião se dissolvesse na primeira tempestade. Isso não acontece graças à formação de uma camada de óxido de alumínio (Al_2O_3), que se forma a partir da oxidação do alumínio, que impede o contato dos átomos de Al com o oxigênio e água.

A partir da análise das semi-equações que representam a corrosão do ferro pode-se inferir que a oxigenação aumenta a taxa de corrosão. Além disso, outro fator não tão explícito é a concentração de íons dissolvidos na água. Isso porque quanto maior a concentração de íons, maior é a condutividade elétrica do meio e isso favorece o deslocamento dos íons formados nos processos de oxidação e redução. Isso explica por

que em regiões litorâneas a ocorrência de corrosão de objetos no interior das residências é mais frequente.

A formação de ferrugem desagrada esteticamente o meio na qual ela é formada. Uma das formas de remover a camada de ferrugem é através do uso de ácidos, como o ácido muriático convencional. Esse ácido é usado para remover ferrugem de pisos, por exemplo. Isso acontece devido ao deslocamento de equilíbrio que existe entre a ferrugem (FeOOH) e a forma solúvel do íon Fe^{3+} , mostrada na equação a seguir.



4.2.4. Agentes oxidantes e redutores

As espécies que perdem elétrons, ou seja, sofrem oxidação, são denominadas **agentes redutoras**, pois serão responsáveis pela redução de outra espécie. Já aquelas que recebem elétrons, ou seja, sofrem redução, são denominadas **agentes oxidantes**, pois ao receberem elétrons são responsáveis pela oxidação de outra espécie. No caso do processo de formação da ferrugem, quais são os agentes oxidantes e redutores?

Os conceitos de oxidantes e redutores podem ser aplicados também aos explosivos, que, por definição, são substâncias que possuem fortes agentes oxidantes e redutores na mesma molécula ou correspondem a misturas nas quais dentre os constituintes estão esses agentes.

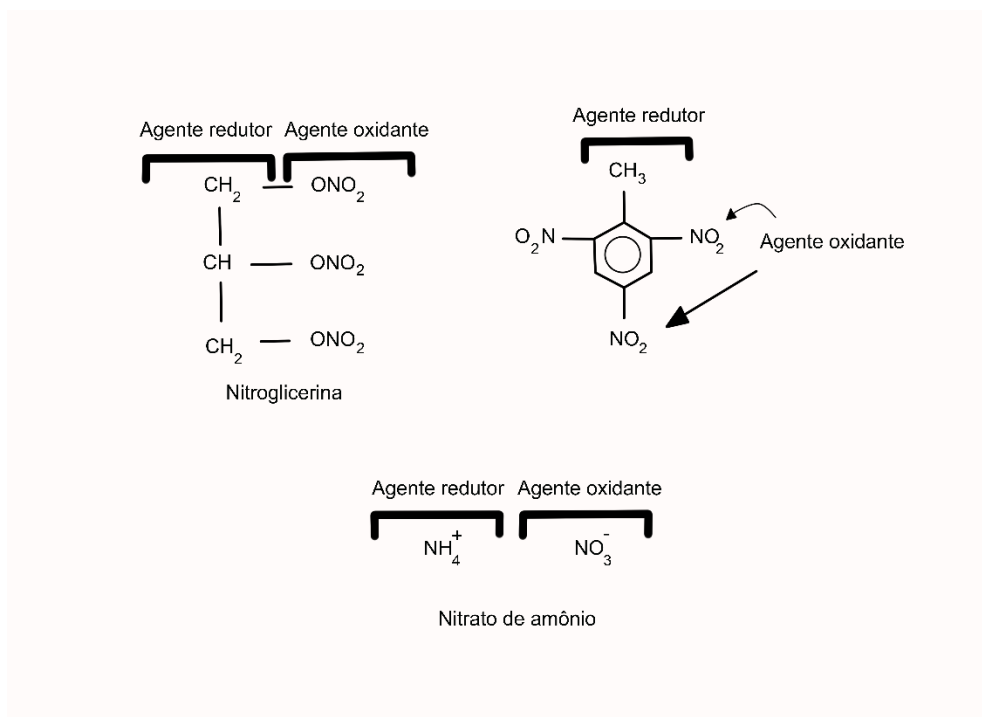


Figura 20 - Estruturas químicas de explosivos, estruturas que apresentam grupos oxidantes e redutores. Fonte: Everyday examples of oxidation-reduction processes (1933).

4.2.5. Células Eletroquímicas

De acordo com Russel (1994, v.2, p.868), “A matéria é composta de partículas eletricamente carregadas, portanto não é surpreendente que seja possível converter energia química em energia elétrica e vice-versa”. Esse trecho do livro Química Geral, de John B. Russel, descreve de maneira precisa o princípio que rege o funcionamento de baterias: a conversão de energia química em energia elétrica. É possível também converter energia elétrica em energia química em um processo denominado eletrólise.

A invenção da bateria por Alessandro Volta ao final do século XVIII foi acompanhada pela descoberta do fenômeno da eletrólise, o qual químicos da época tinham dificuldades em explicar. Isso é compreensível levando em conta que não se sabia a respeito da existência do elétron naquela época. Jhon Daniell, responsável pelo desenvolvimento do dispositivo hoje conhecido como *pilha de Daniell*, fez diversos experimentos envolvendo a aplicação de corrente elétrica em soluções salinas. Nesses experimentos ele observou que a aplicação de eletricidade nessas soluções levava à formação de produtos gasosos - como hidrogênio, cloro e oxigênio - e até mesmo

degradação do metal usado como eletrodo. Esses resultados variavam em função do sal presente na solução e nos materiais usados nos eletrodos. Daniell teve um papel importante na proposição de hipóteses para explicar o papel do eletrólito na ocorrência de reações que ficaram genericamente conhecidas como reações de eletrólise.

A corrosão de tubulações metálicas ou cabos telefônicos enterrados acontece devido ao direcionamento de correntes elétricas de fuga que saem de locais como sistemas de tração eletrificadas (trens e metrô). A oxidação dos metais desses dispositivos acontece por ação de reações de eletrólise impulsionadas por essas correntes. Apesar desse inconveniente causado pela eletrólise, ela é responsável pela obtenção de metais que apresentam alto valor agregado a partir dos seus minérios. O alumínio, por exemplo, é obtido por meio do seu óxido – o minério alumina (Al_2O_3) – por meio de um processo de eletrólise ígnea. Se não fosse esse processo, o alumínio seria um metal extremamente precioso. Inclusive, o alumínio já foi extremamente caro e raro no passado, antes do desenvolvimento dos processos eletroquímicos que levam à obtenção do metal.

Sugestão de leitura – a raridade do alumínio

Para os convidados de honra, pratos e talheres de alumínio. Para os outros, os mais simples, feitos de ouro. Estranho? Pois era assim na corte de Napoleão 3º (1808-1873). No início do século 19, um quilo de alumínio podia custar o equivalente a 1.200 dólares! Então, por que hoje esse metal é tão barato?

O alumínio é o metal mais comum na crosta terrestre. No entanto, ele costuma estar combinado com o oxigênio (Al_2O_3) -na forma de bauxita, um minério. O problema é "descombinar" esses dois... Na época de Napoleão 3º, os químicos até que conseguiam fazê-lo, mas suas técnicas eram caríssimas.

Em 1854, o francês Henri Deville inovou, e o quilo do metal passou a custar "apenas" 330 dólares -mais caro que o ouro! Na Exposição de Paris, um ano depois, barras de alumínio foram exibidas como "joias da coroa francesa". Adivinhe de que era feito o chocalho do filho de Napoleão 3º: alumínio! Mas o americano Charles Hall mudou essa história.

Ainda jovem, ele ouviu seu professor falar de um novo metal: leve, durável e caro! Uma grande fortuna aguardava aquele que barateasse sua obtenção. Empolgado com o discurso de seu mestre, Hall decidiu tentar obter o alumínio por eletrólise. Para

isso, o Al_2O_3 deveria ser fundido; mas, como isso só acontece por volta de 2.000C, não era tão simples assim.

Se, pelo menos, ele conseguisse baixar o ponto de fusão... E conseguiu, usando a criolita, outro minério de alumínio que funde a uns 900C. Na criolita fundida, o Al_2O_3 podiaser dissolvido!

Em seguida, Hall passou pela mistura líquida -quentíssima!- uma corrente elétrica que forneceu os elétrons (e^-) que "faltavam" ao alumínio (na bauxita, o alumínio apresenta-se oxidado, isto é, como íons Al^{3+}). Veja o que aconteceu: $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al^0$.

Em 1886, Hall, aos 23 anos, conseguiu obter blocos de alumínio (Al^0) do tamanho de bolas de gude. Alumínio barato! Poucos anos depois, chaleiras desse metal já estavam nas vitrines. Da nobre mesa de Napoleão 3º para chaleiras e simples latinhas de refrigerante. Quanta diferença!

Texto disponível em <<https://www1.folha.uol.com.br/fsp/fovest/fo2111200612.htm>>. Acesso em 09 de Abril de 2023

As células galvânicas – também denominadas pilhas, baterias ou até mesmo células eletroquímicas espontâneas, são dispositivos que produzem energia elétrica a partir de reações de oxidação e redução. O termo célula é usado porque a palavra vem do latim e significa *pequena sala*. Então o termo célula galvânica se deve ao fato de se tratar de um dispositivo pequeno que funciona como uma “pequena sala que fabrica energia elétrica”, enquanto célula eletrolítica se refere a um dispositivo que funciona como “pequena sala que consome energia elétrica para promover reações químicas”.

A importância das células galvânicas para a sociedade é notável. São elas que mantém os *smartphones*, *tablets*, *notebooks* e relógios ligados por longos períodos fora das tomadas. Os avanços científicos na área da eletroquímica são responsáveis pelo desenvolvimento de células que apresentam alta durabilidade e eficiência. Inclusive, o desenvolvimento de baterias de íons lítio rendeu o prêmio Nobel a Michael Stanley Whittingham, Akira Yoshino e Jhon Bannister Goodenough em 2019. Esse tipo de bateria é o mais usado em aparelhos eletrônicos atualmente.

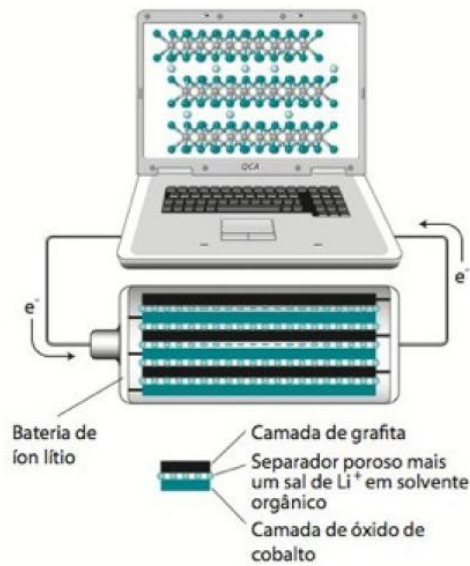


Figura 21 - Baterias de íons lítio são amplamente usadas em equipamentos eletrônicos.

Fonte: Harris, 2011.

Iremos deter nossa atenção nesse momento nas células galvânicas. Para estudar esses dispositivos, considere uma placa de zinco imersa numa solução aquosa de sulfato de cobre. Ao fazer isso, notamos com o tempo que a coloração azul da solução vai diminuindo e a placa de zinco fica manchada com pontos marrons. Sabe-se que:

- A coloração azul da solução se deve aos íons Cu^{2+} .
- O cobre metálico possui coloração amarronzada.

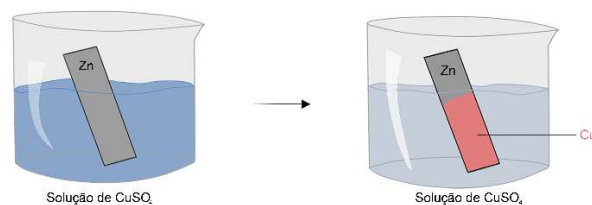
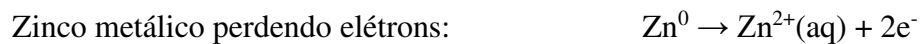


Figura 22 - Representação esquemática da reação entre o zinco (Zn) e uma solução de sulfato de cobre (CuSO_4). A coloração azul da solução se deve à presença de íons Cu^{2+} .

A perda da coloração se deve à redução dos íons Cu^{2+} pelo Zn. Fonte: o autor

Dessa forma, concluímos que houve diminuição da concentração de íons cobre na solução e formação de cobre metálico na superfície da placa de zinco. Então, houve transferência de elétrons do zinco metálico para os íons cobre, de forma que as semi-reações que ocorrem podem ser representadas pelas semi-equações:



Se agora separarmos o zinco metálico dos íons cobre, conectando-os por meio de um fio metálico, conforme mostra a figura a seguir, a transferência de elétrons continuará ocorrendo, mas agora, os elétrons deverão passar por um circuito externo (o fio metálico) para chegarem aos íons cobre e, com isso, o fluxo de elétrons pode ser usado para realizar um trabalho elétrico.

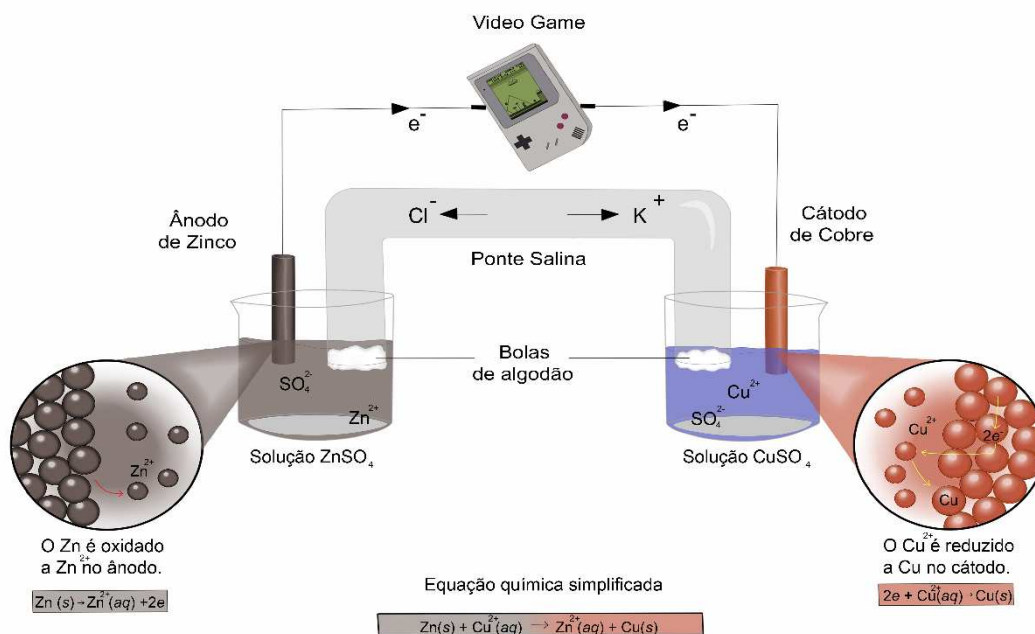


Figura 23 - Esquema de uma célula galvânica. A separação da placa de zinco da solução de CuSO_4 obriga os elétrons a passarem por um circuito externo. O movimento dos elétrons é usado para realizar trabalho elétrico (ligar o videogame). Fonte: o autor

Nessa separação, a placa de zinco deve estar imersa em água para que os íons Zn^{2+} produzidos migrem para a fase aquosa. Além disso, a solução contendo os íons Cu^{2+} deve ter nela um meio no qual os íons Cu^{2+} possam se adsorver para receberem elétrons e se transformarem em cobre metálico durante a redução. Essa montagem foi feita por

John Daniell em 1836 e, por isso, ficou conhecida como *pilha de Daniell* ou *célula de Daniell* (Para testar sua pilha, Daniell não usou um videogame como está representado na figura). Na montagem de Daniell, ele utilizou como eletrodo de zinco uma placa de zinco metálico imersa numa solução contendo 1,0 mol/L de sulfato de zinco. Na construção do eletrodo de cobre, por sua vez, ele utilizou uma placa desse metal imersa numa solução contendo 1,0 mol/L de sulfato de cobre. À medida que o zinco perde elétrons, íons Zn^{2+} são formados e se acumulam na solução. Os elétrons passam pelo circuito externo e chegam ao eletrodo de cobre, no qual acontece a redução dos íons Cu^{2+} , que acontece na superfície da placa de cobre. Com o tempo, os seguintes eventos são verificados:

- O zinco metálico perde massa, enquanto o cobre metálico ganha;
- A solução do eletrodo de zinco fica rica em cargas positivas (Zn^{2+}) e a solução do eletrodo de cobre fica rica em cargas negativas (já com a saída dos íons Cu^{2+} da solução, permanecem os íons SO_4^{2-}).

Com o acúmulo de cargas, o fluxo de elétrons iria parar de acontecer e a pilha parar de funcionar. Isso não acontece devido à presença de uma **ponte salina** que corresponde a um tubo em U invertido contendo um gel com alta concentração de um sal incapaz de reagir com os componentes da célula (nesse caso de cloreto de potássio, KCl) em seu interior. A ponte salina conecta os dois compartimentos da pilha. À medida que as reações acontecem, os cátions K^+ migram para o eletrodo de cobre para neutralizar o excesso de carga negativa lá formado. Ao mesmo tempo, os ânions Cl^- migram para o eletrodo de zinco com a mesma finalidade. Da mesma forma que os íons saem da ponte salina para os compartimentos da célula galvânica, eles também se movem desses compartimentos para a ponte salina, porém em uma proporção muito menor. Isso acontece justamente pela concentração do gel contido no interior do tubo em U ser alta. Lembre-se de que a tendência é das partículas se moverem do meio mais concentrado para o meio menos concentrado.

É importante destacar que em um circuito elétrico, as cargas percorrem um caminho fechado no qual saem de um ponto e retornam para ele. Então, pensando nisso, como o circuito elétrico é fechado em uma célula galvânica? Já que os elétrons passam de um eletrodo para outro e não podem retornar pela solução para o eletrodo inicial. A resposta para essa questão reside no fato de a água, apesar de não conduzir elétrons, permite o

movimento de íons, espécies que possuem carga. Assim, o circuito elétrico é fechado pelo movimento de íons através da ponte salina. Outra forma de fechar o circuito elétrico é utilizar uma separação porosa (figura 24), que permite os íons de carga positiva migrarem para o meio que consome íons positivos durante a redução e os íons negativos para o meio que produz íons positivos devido à oxidação, evitando o acúmulo de cargas nos eletrodos. Por exemplo: na pilha de Daniell, à medida que o zinco metálico oxida, ele produz íons Zn^{2+} (positivos) no eletrodo de zinco, enquanto à medida que os íons cobre (Cu^{2+}) são consumidos, acumulam-se íons SO_4^{2-} no eletrodo de cobre. A separação porosa permite que os íons Zn^{2+} passem da região que há excesso de íons positivos para a região que há excesso de íons negativos.

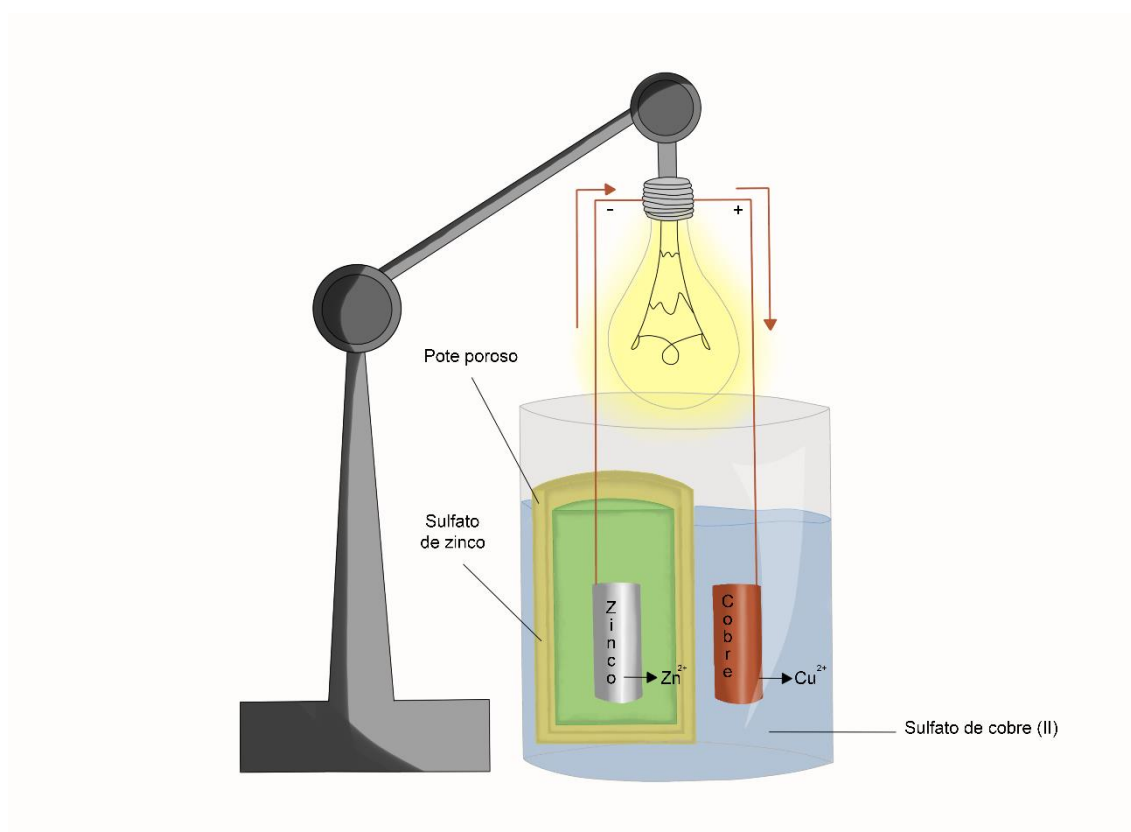


Figura 24 - Uma célula eletroquímica pode utilizar uma separação porosa entre os eletrodos. Fonte: o autor.

Ao construir uma pilha, podemos optar por utilizar uma ponte salina ou uma separação porosa. Embora ambos os dispositivos exerçam o mesmo papel numa pilha, existe um fenômeno que é minimizado em um deles: o potencial de junção líquida. Quando duas soluções iônicas diferentes são postas em contato e separadas por uma barreira permeável aos íons, surge uma diferença de potencial elétrico entre elas,

denominada *potencial de junção líquida*, que se deve ao movimento dos íons entre essas soluções com velocidades diferentes que resulta numa diferença de cargas na interface entre as soluções.

4.2.6. Eletrodos

Usualmente o termo **eletrodo** é usado para se referir ao conjunto de um metal imerso numa solução contendo seus cátions. Entretanto, um eletrodo nada mais é do que um meio contendo uma espécie capaz de sofrer oxidação, uma espécie capaz de sofrer redução e um material por onde os elétrons possam ser conduzidos. Existe um eletrodo denominado Eletrodo Padrão de Hidrogênio (EPH) que consiste em um fio de platina imerso em uma solução contendo íons H^+ na concentração de 1,0 mol/L que é continuamente borbulhada com gás hidrogênio (H_2) na pressão de 1 bar, conforme mostra a figura 25. Nesse eletrodo: a espécie capaz de perder elétrons é o H_2 , a espécie capaz de receber elétrons é o íon H^+ e o meio condutor de elétrons é a platina. Toda a reação de oxirredução ocorre na superfície da platina.

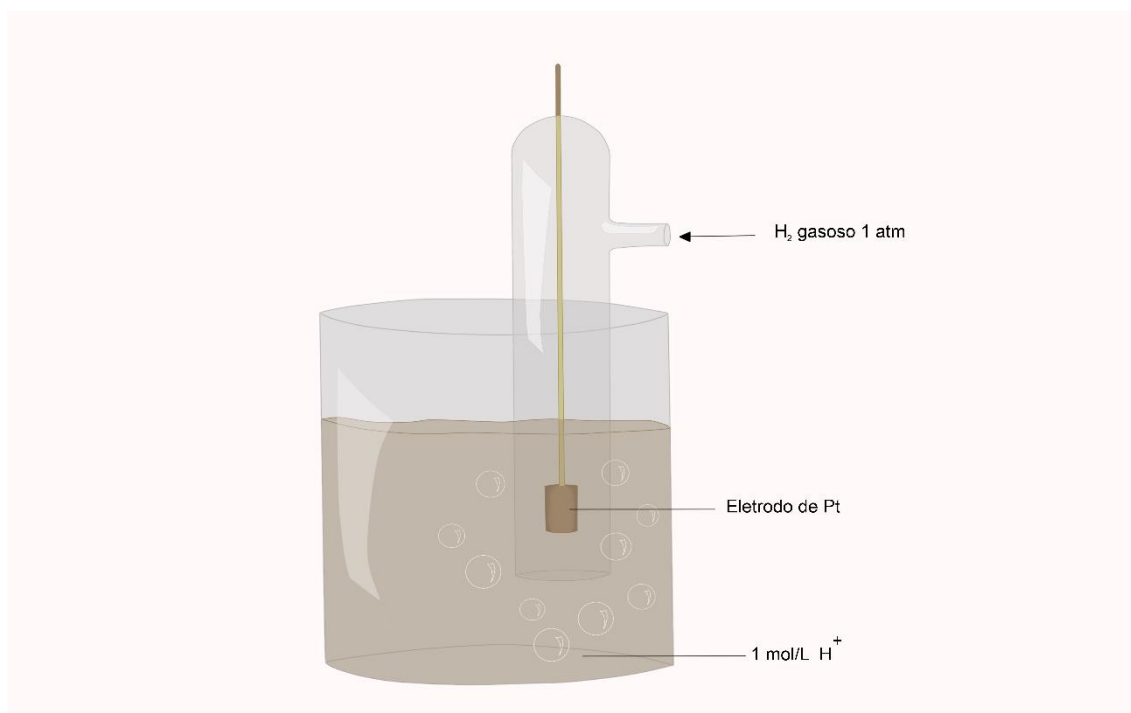


Figura 25 - Eletrodo Padrão de Hidrogênio (EPH). Fonte: o autor.

O EPH é usado para determinar o potencial de outros eletrodos, como veremos posteriormente. Por convenção, seu potencial elétrico é definido como zero. Então, ao medir a diferença de potencial entre o EPH e outro eletrodo, teremos o potencial do

eletrodo de interesse. Como exemplo, se unirmos um eletrodo de zinco (Zinco imerso numa solução de Zn^{2+} na concentração de 1,0 mol/L) ao EPH e determinarmos a diferença de potencial elétrico (ΔE) entre eles utilizando um voltímetro, é possível deduzir o potencial do eletrodo de zinco.

$$\Delta E = E_{\text{ELETRODO DE ZINCO}} - E_{\text{EPH}}$$

$$-0,76 \text{ V} = E_{\text{ELETRODO DE ZINCO}} - 0 \text{ V}$$

$$E_{\text{ELETRODO DE ZINCO}} = -0,76 \text{ V}$$

O EPH funciona como um eletrodo de referência, ou seja, por ter composição constante e potencial conhecido é utilizado para determinar os potenciais de outros eletrodos. Além do EPH, existem outros sistemas que são utilizados como eletrodos de referência como o sistema prata/cloreto de prata e o de calomelano (Hg_2Cl_2).

Os eletrodos de referência são conectados a eletrodos indicadores para detectar concentrações de diversas substâncias. Um método conhecido como “Chem7” utiliza esse mecanismo e é capaz de detectar, entre outras coisas, teor de sódio, pH e a pressão parcial de CO_2 no sangue. As concentrações das espécies influenciam o potencial do eletrodo, conforme veremos mais adiante nesse capítulo, e essa relação possibilita a detecção das variáveis descritas.

Como abordado no primeiro capítulo, os eletrodos podem ser classificados de duas formas:

✓ **Cátodo**

É o eletrodo no qual ocorrem reações de redução.

*A palavra cátodo vem do grego e sua origem pode ser dividida em duas partes: **cat** significa “descendente” e **hodo** pode ser entendido como “caminho”. Então, cátodo é o eletrodo para o qual os elétrons descem ou como o eletrodo no qual os elétrons chegam.*

Como os elétrons são atraídos para o cátodo durante o funcionamento da pilha, convencionou-se dizer que o cátodo é o **polo positivo** da pilha, por atrair os elétrons que possuem carga negativa.

✓ Ânodo

É o eletrodo no qual ocorrem reações de oxidação.

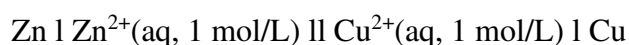
*Da mesma forma que cátodo, ânodo é uma palavra com a mesma origem, sendo que **na** pode ser entendido como “ascendente”. Então, o ânodo é o eletrodo do qual os elétrons “sobem” em direção a outro ou de onde os elétrons saem.*

Como os elétrons saem do ânodo durante o funcionamento da pilha, convencionou-se dizer que o ânodo é o **polo negativo** da pilha, por “repelir” os elétrons para outro eletrodo.

Você já ouviu falar dos termos cátions e ânions, não é? Então, esses termos derivam dos tipos de íons que migram para cada um dos tipos de eletrodos. Os cátions são os íons que apresentam carga positiva em excesso. Esses íons migram para o cátodo, pelo motivo exposto nas linhas anteriores desse texto. Por sua vez, os ânions são íons que apresentam carga negativa em excesso. Esses íons são enviados para o ânodo, pela ponte salina, à medida que a célula eletroquímica funciona.

4.2.7. Diagrama de Células

As células galvânicas podem ser representadas por diagramas, nos quais são mostradas as espécies contidas em cada eletrodo. Nesses diagramas, a separação entre as fases (sólido e solução, por exemplo) é representada por uma barra vertical. A presença de uma ponte salina é representada por uma barra dupla. A pilha de Daniell, por exemplo, pode ser representada como:



Do lado esquerdo da barra dupla temos representado o eletrodo de zinco, contendo zinco metálico que oxida a Zn^{2+} . Já do lado direito temos a representação do eletrodo de cobre, contendo o íon cobre (Cu^{2+}) que é reduzido a cobre metálico. Essa é a forma usual: mostrar o ânodo do lado direito e o cátodo do lado esquerdo. As concentrações dos íons nas soluções aquosas dos eletrodos geralmente são mostradas.

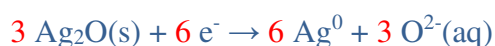
Através da atividade 10 (disponível no anexo), podemos concluir que o par alumínio/óxido de prata formam uma célula galvânica. Os elétrons são transferidos do alumínio para o óxido de prata. Aqui, devemos nos atentar para um detalhe importante:

num processo eletroquímico o número de elétrons perdidos deve ser igual ao número de elétrons recebidos. Para que isso seja representado corretamente, as semi-equações devem ser multiplicadas por números que garantam que a quantidade de elétrons seja igual nas duas. No caso do exemplo em questão, o alumínio perde três elétrons e o óxido de prata recebe dois. Assim,

A semi-equação $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^-$ deve ser multiplicada por 2

A semi-equação $\text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag}^0 + \text{O}^{2-}(\text{aq})$ deve ser multiplicada por 3.

Dessa forma, a quantidade de elétrons envolvida em ambas será 6 e as semi-equações reescritas ficam:



Quando as duas semi-equações são somadas, encontramos a equação global da célula galvânica, que mostra de forma resumida os reagentes consumidos e os produtos formados no funcionamento da pilha. As espécies que aparecem do mesmo lado em ambas as equações são somadas e aquelas que aparecem em lados opostos são subtraídas. Como o número de elétrons é o mesmo, eles são eliminados ao juntar as duas semi-equações.



4.2.8. Potencial da Célula Eletroquímica

No início desse capítulo definimos uma grandeza – a diferença de potencial elétrico – como sendo a responsável por “impulsionar” os elétrons de uma região para a outra. Por causa disso, ela também é chamada de *força eletromotriz* – a força responsável pelo fluxo de elétrons em um circuito.

Vimos que em uma célula galvânica os elétrons migram do ânodo para o cátodo. Então, existe uma diferença de potencial elétrico entre esses eletrodos. Essa diferença de

potencial pode ser medida experimentalmente utilizando um aparelho denominado voltímetro, como mostra a figura 26.

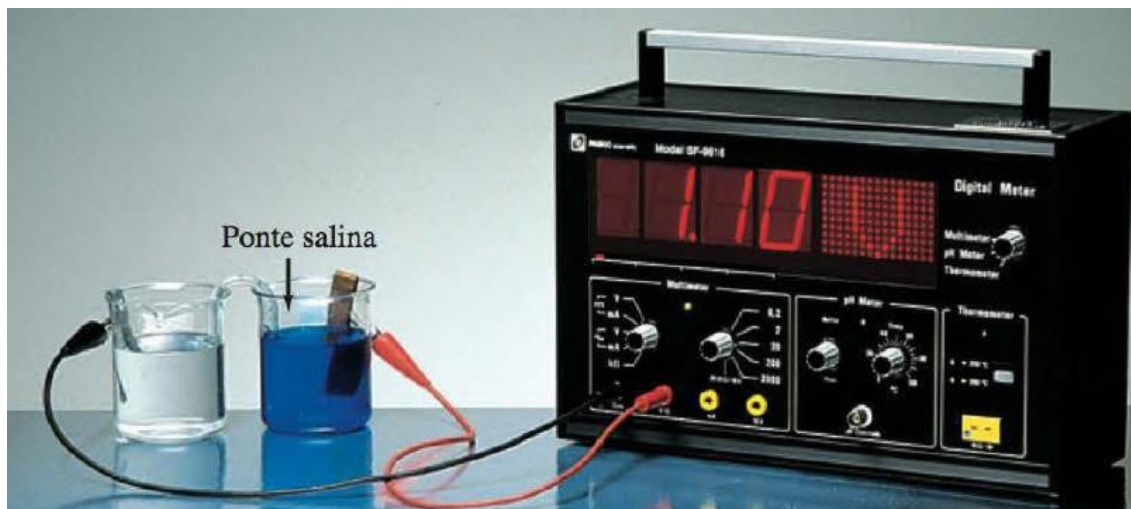
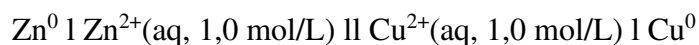


Figura 26 - Determinação da diferença de potencial entre os eletrodos de zinco e cobre na célula de Daniell. Fonte: Chang, 2013

A figura mostra que a diferença de potencial entre os eletrodos de zinco e cobre da célula galvânica



é 1,10 Volts. Usualmente dizemos simplesmente que o **potencial da célula** ou a **força eletromotriz da célula** é 1,10 V a 25°C. A especificação da temperatura é importante, pois como veremos adiante a temperatura é um fator que influencia o potencial da célula.

Para prever os potenciais de células galvânicas formadas pela combinação de diferentes eletrodos, os químicos consideram que o potencial de uma célula pode ser obtido pela expressão

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

em que $E_{\text{célula}}$ é o potencial da célula (ou a diferença de potencial entre os eletrodos), E_{maior} é o potencial do cátodo (pois como os elétrons são “puxados” para lá, é a região com maior potencial elétrico) e E_{menor} é o potencial do ânodo (pois como os elétrons saem de lá, é a região com menor potencial elétrico). Dessa forma, a expressão pode ser reescrita como

$$(eq.1) E_{célula} = E_{cátodo} - E_{ânodo}$$

Para que essa expressão possa ser usada para fazer estimativas dos potenciais de células galvânicas, deve-se conhecer os potenciais dos eletrodos que constituem essas células. Entretanto, não é possível medir o potencial de um eletrodo individual. Para isso, estabeleceu-se um eletrodo padrão, para o qual atribuíram o valor de potencial 0. Conectando outros eletrodos a este padrão, é possível atribuir valores para os potenciais desses eletrodos. Como vimos, o eletrodo padrão de hidrogênio é usado como eletrodo de referência e seu potencial foi convencionado como 0. Para propósitos de exemplo, observe como é determinado o potencial do eletrodo de zinco:

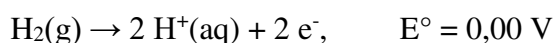
- O **eletrodo de zinco** é conectado ao **eletrodo padrão de hidrogênio (EPH)**, formando uma célula galvânica.
- Os elétrons saem do **eletrodo de zinco** para o **EPH**.
- O **eletrodo de zinco** é o **ânodo** e o **EPH** o **cátodo**.
- Com o auxílio de um voltímetro, determinou-se que a **diferença de potencial entre os eletrodos** é de **0,76 V**, ou seja, o **potencial da célula** é **0,76 V**.
- Substituindo na expressão $E_{célula} = E_{cátodo} - E_{ânodo}$ temos:

$$0,76 \text{ V} = 0 - E_{ânodo}$$
- Dessa forma, concluímos que o potencial do eletrodo de zinco é $-0,76 \text{ V}$.

Geralmente os potenciais são determinados nas condições padrão. Para um sistema ser considerado nas condições padrão a temperatura deve ser 25°C , a pressão deve ser 1 bar e a concentração de um soluto em solução deve ser $1,0 \text{ mol/L}$. O sobrescrito $^{\circ}$ serve para especificar que a grandeza foi determinada nessas condições. Dessa forma, E° significa potencial padrão.

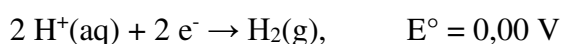
A figura 25 mostra o EPH. As reações que ocorrem nesse eletrodo podem ser representadas pelas semi-equações a seguir:

- Se o EPH atua como ânodo,



Como essa semi-equação representa uma oxidação, o potencial é dito como **potencial padrão de oxidação**.

- Se o EPH atua como cátodo,

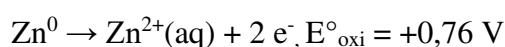
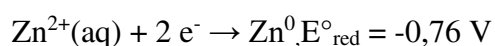


Como essa semi-equação representa uma redução, o potencial é dito como **potencial padrão de redução**.

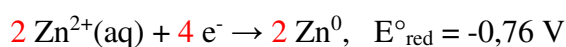
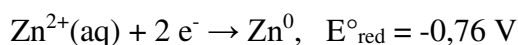
É importante destacar que ao inverter qualquer uma das semi-equações acima, chegamos na outra. Outro detalhe importante, é que ao invertermos uma semi-equação, mudamos o sinal do potencial. Dessa forma,

$$E^{\circ}_{\text{oxidação}} = - E^{\circ}_{\text{redução}}.$$

Por exemplo, para o eletrodo de zinco, temos:



Os potenciais de eletrodo são **propriedades intensivas**, o que significa que **não dependem das quantidades de substâncias** envolvidas no processo. Por isso, ao multiplicar uma equação por um número, o potencial **não** é multiplicado.



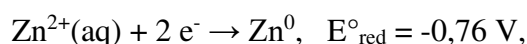
A União Internacional de Química Pura e Aplicada (do inglês IUPAC) recomenda que as semi-equações dos eletrodos sejam escritas no sentido da redução e os potenciais dos eletrodos são tabelados como potenciais padrão de redução. Dessa forma, o potencial de uma pilha pode ser calculado como

$$\text{(eq.2)} \quad E^{\circ}_{\text{pilha}} = E^{\circ}_{\text{red}}(\text{cátodo}) - E^{\circ}_{\text{red}}(\text{ânodo})$$

O potencial de redução pode ser interpretado como a tendência de uma espécie do eletrodo de receber elétrons. Quanto maior o potencial de redução, maior a tendência do eletrodo em receber elétrons. De maneira análoga, quanto maior o potencial de redução, menor é a tendência do eletrodo em perder elétrons.

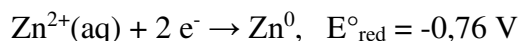
- *Vale ressaltar que em um eletrodo duas espécies estão envolvidas: uma capaz de reduzir e outra capaz de oxidar.*

Quando analisamos o eletrodo de zinco, que pode ser representado pela semi-equação



o Zn^{2+} é a espécie capaz de reduzir (aparece à esquerda) e o Zn^0 é a espécie capaz de oxidar (aparece à direita) - lembre-se que ao escrevermos a semi-equação de redução de trás pra frente temos uma semi-equação de oxidação.

- *Ao compararmos os eletrodos de cobre e zinco, comparamos as semi-equações*



percebemos que o eletrodo de cobre possui maior potencial de redução que o eletrodo de zinco. Com isso, podemos concluir que:

- 1) *O Cu^{2+} possui maior tendência de receber elétrons que o Zn^{2+} e, por isso, o íon cobre é um melhor agente oxidante que o íon zinco.*
- 2) *O Zn^0 possui maior tendência de doar elétrons que o Cu^0 e, por isso, o zinco é um melhor agente redutor que o cobre.*

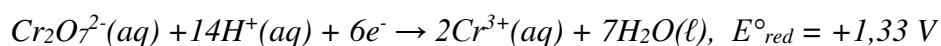
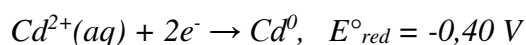
O exemplo a seguir ilustra o planejamento de montagem de uma célula galvânica, assim como a avaliação dos seus impactos ambientais.

Exemplo 1

A pilha de Leclanché foi inventada por George Leclanché em 1860 e utiliza no ânodo zinco metálico, no cátodo uma haste de grafite rodeada por dióxido de

manganês (MnO_2) em pó e o eletrólito é uma solução aquosa contendo cloreto de zinco ($ZnCl_2$) e cloreto de amônio (NH_4Cl) de forma pastosa. Como o eletrólito é uma pasta, não líquido, a pilha é chamada de pilha seca. Essas pilhas geram uma diferença de potencial considerável, mas sofrem de um problema que compromete o desempenho: reações paralelas. Para evitar a ocorrência desse tipo de reações são adicionados produtos como sais de mercúrio, cromatos e dicromatos. Entretanto, esses metais são extremamente nocivos ao meio ambiente. A partir de então, foram desenvolvidas as denominadas pilhas alcalinas, que nada mais são do que modificações da pilha de Leclanché. Nessas pilhas não são verificadas reações paralelas como nas de Leclanché e, por isso, não oferecem riscos ambientais. A modificação feita nas pilhas alcalinas reside no eletrólito, que passa a ser constituído de hidróxido de potássio (KOH) e óxido de zinco (ZnO). Os eletrodos são os mesmos da pilha de Leclanché. A diferença de potencial oferecida pelas pilhas alcalinas gira em torno de 1,5 V.

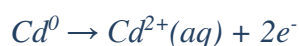
Você recebeu a tarefa de fazer algumas modificações nos eletrodos de uma pilha alcalina. As reações que acontecerão nos novos eletrodos são representadas pelas semi-equações abaixo:



Você deve comunicar para o chefe do laboratório da indústria se a pilha modificada é mais ou menos eficiente que uma pilha alcalina em termos de voltagem e se ela pode ou não ser descartada no lixo comum. Para isso, você deve responder algumas perguntas:

a) Qual das semi-reações acontece no ânodo?

Os elétrons saem do eletrodo de menor potencial e vão para o de maior potencial. Então a semi-reação que ocorre no ânodo é



Já que esse é o eletrodo com menor valor de E°_{red}

*Lembre-se que no ânodo ocorre a oxidação, então devemos inverter a semi-equação de redução para representar a perda de elétrons.

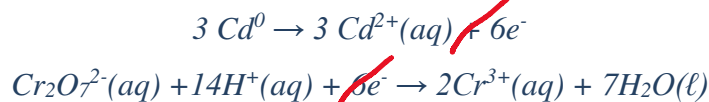
b) Qual das semi-reações acontece no cátodo?

O cátodo deve ser o eletrodo de maior potencial e, por isso, a semi-reação que ocorre no cátodo é representada por



c) Qual é a equação global que representa a reação que ocorre na pilha?

A equação global é obtida somando as semi-equações do ânodo e do cátodo. Entretanto, o número de elétrons que saem do ânodo e vão para o cátodo deve ser o mesmo. Por isso, devemos multiplicar a semi-equação anódica por 3.



d) Qual é a diferença de potencial oferecida por essa pilha?

A diferença de potencial da pilha pode ser calculada como

$$E_{\text{pilha}} = E_{\text{red}}(\text{cátodo}) - E_{\text{red}}(\text{ânodo})$$

$$E_{\text{pilha}} = +1,33 - (-0,40) = +1,73 \text{ V}$$

e) Quais são as regras para descarte de uma pilha no lixo?

De acordo com a resolução nº257 do Conselho Nacional do Meio Ambiente (CONAMA), as pilhas devem ter no máximo 0,010% de mercúrio, 0,015% de cádmio e 0,200% de chumbo. Caso as pilhas atendam esses requisitos, elas podem ser descartadas juntamente com resíduos domiciliares.

Fazendo pesquisas na internet sobre o dicromato, encontramos facilmente que ele é extremamente tóxico para ambientes aquáticos e pode causar câncer.

Respondendo a essas questões, podemos colocar no relatório que embora essa pilha produza uma voltagem maior que as pilhas alcalinas, elas são nocivas ao meio ambiente, considerando que utiliza cádmio e cromo em sua constituição. Por isso, ela não irá atender às condições do CONAMA para descarte com resíduos domiciliares. Nesse caso, se essa pilha for comercializada, o usuário deve ser instruído a devolver a pilha ao estabelecimento após ela se tornar incapaz de gerar energia.

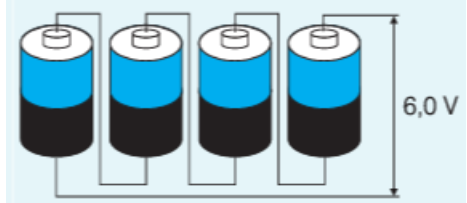
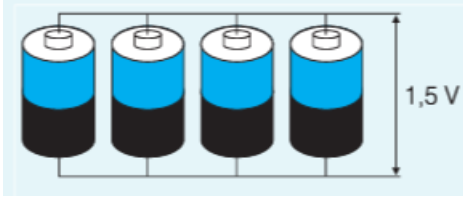
O potencial de uma pilha está relacionado à quantidade de energia química que é transformada em energia elétrica. Para gerar sistemas eletroquímicos capazes de gerar maiores quantidades de energia elétrica várias células galvânicas são associadas em

série para constituir **baterias comerciais**. O potencial de uma bateria comercial depende do número de células galvânicas associadas em série e pode ser calculado como

$$(eq.3) \quad E_{\text{bateria}} = nE_{\text{célula}}$$

Em que E_{bateria} é a diferença de potencial da bateria, n é o número de células galvânicas associadas em série e $E_{\text{célula}}$ é a diferença de potencial de cada célula galvânica que constitui a bateria. Além da associação em série, as células galvânicas podem ser associadas em paralelo. O quadro a seguir compara os dois tipos de associação.

Quadro 4 - Comparação entre associações em série e em paralelo de células galvânicas.

| Tipo de associação | Em série | Em paralelo |
|-----------------------------|--|---|
| Representação o esquemática |  |  |
| Diferença de potencial | Somada | Não é somada |
| Corrente elétrica | Não é somada | É somada |

Adaptado de Bochi (2020).

O quadro mostra que se o objetivo é aumentar a diferença de potencial fornecida por uma bateria, as células galvânicas devem ser associadas em série, conectando o polo positivo de uma ao negativo da outra. Caso o objetivo seja aumentar a corrente elétrica (a quantidade de elétrons que passa pelo circuito a cada segundo), as células devem ser associadas em paralelo, conectando as células pelos polos de mesmo sinal.

4.2.9. Células a combustíveis

Os carros usam um tipo de motor denominado motor a combustão, que utiliza a combustão para funcionar. Esse tipo de motor tem a desvantagem de produzir gases que muitas vezes são poluentes, principalmente quando os combustíveis usados são fósseis.

Além disso, grande parte da energia liberada na combustão é perdida para o ambiente na forma de energia térmica, o que diminui a eficiência desse tipo de motor. Visando minimizar as emissões de poluentes e aumentar a eficiência do uso da energia química, a tecnologia de células a combustíveis vem sendo aperfeiçoada nos últimos anos.

Uma invenção de sir William Grove que no século XIX não chamou muito atenção, mas que hoje impressiona, as células a combustível são sistemas que usam a energia liberada através da oxidação de um combustível sem que ele sofra combustão. Ou seja, são células galvânicas que oxidam um combustível no ânodo e reduzem outra substância no cátodo. Uma das apostas para carros do futuro são células a combustível de hidrogênio. Isso porque, como veremos, o resíduo do funcionamento desse dispositivo de geração de energia é água. Além disso, por não ser um sistema térmico, apresenta uma elevada eficiência na transformação de energia química em energia elétrica. A figura abaixo mostra esquematicamente os componentes desse tipo de sistema de geração de energia.

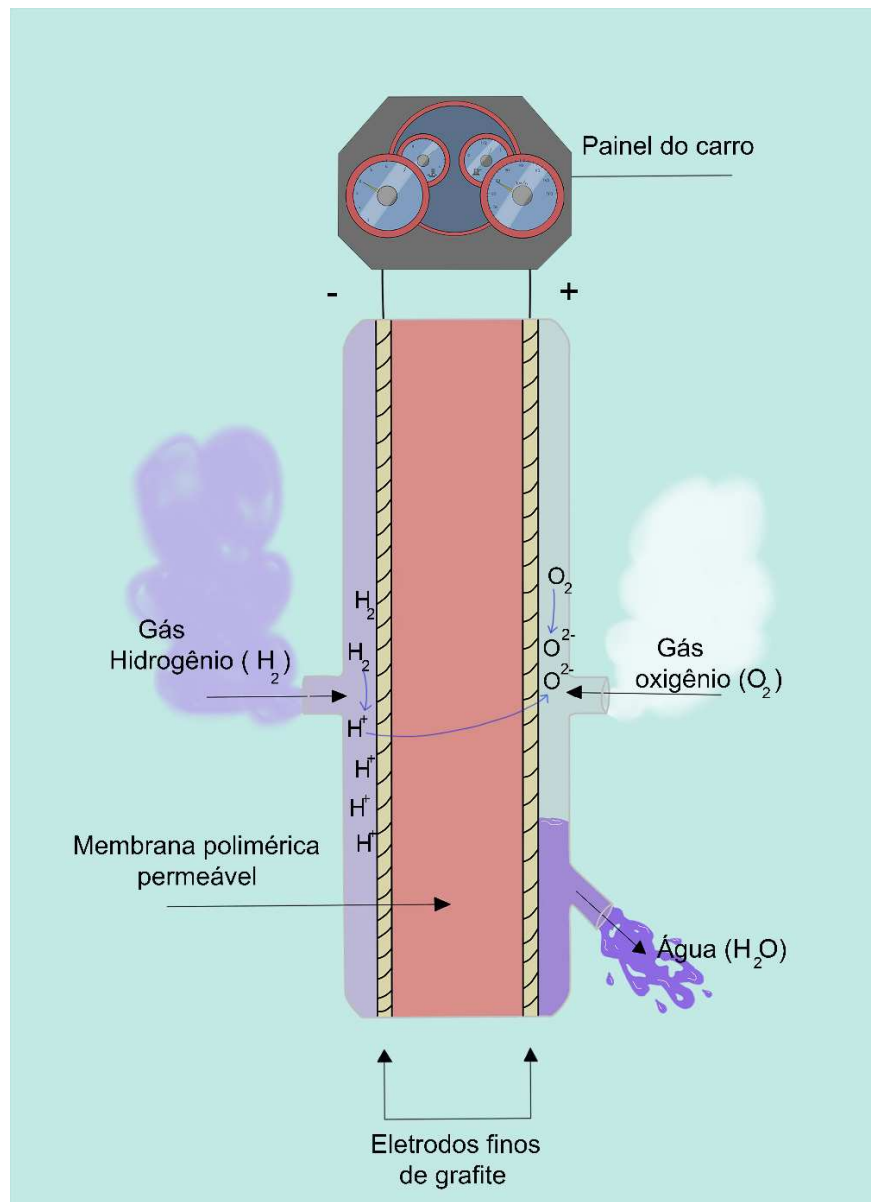


Figura 27 - Representação esquemática de uma célula a combustível. Na figura, ela é utilizada para alimentar a parte elétrica de um carro. Fonte: o autor.

Como é possível observar na figura, nas células a combustível os reagentes são armazenados externamente, ao contrário das células galvânicas convencionais. O hidrogênio é bombeado para o ânodo, enquanto o oxigênio é bombeado para o cátodo. Nos eletrodos há fios finos de platina que oferecem a superfície para os processos de oxidação e redução acontecerem: o hidrogênio é oxidado, os elétrons são direcionados para o circuito externo - onde realizam trabalho útil - e são direcionados para o cátodo, no qual haverá redução do oxigênio. O que separa os eletrodos é uma membrana

polimérica permeável, que funciona como uma separação porosa por onde os íons produzidos podem se movimentar. Na verdade, os íons que se movem são os íons H^+ produzidos no ânodo e, por isso, essa membrana é chamada de Membrana Trocadora de Prótons (MTP).

As semi-reações que ocorrem em cada eletrodo são representadas pelas semi-equações descritas a seguir:

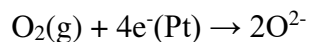
- Ânodo



*O subscrito Pt indica que os elétrons são conduzidos para o cátodo via fio de platina

Leitura: 2 moléculas de H_2 perdem 4 elétrons e geram, com isso, quatro íons H^+

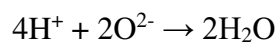
- Cátodo



*O subscrito Pt indica que os elétrons chegam no cátodo via fio de platina

Leitura: 1 molécula de O_2 recebe 4 elétrons e gera, com isso, dois íons O^{2-}

Com a formação do íon óxido no cátodo (O^{2-}), os íons H^+ migram para lá através da membrana polimérica e ocorre formação de água, conforme mostra a equação química abaixo.



A formação de água é a principal vantagem da célula a combustível de hidrogênio, em termos ambientais. Entretanto, essa não é a única. Villullas (2002) destaca que esses dispositivos podem ser instalados em locais densamente populosos sem a dependência de redes de transmissão em longas distâncias, o que reduz drasticamente os custos para a distribuição da energia elétrica. Além disso, possuem poucas partes móveis, o que reduz a poluição sonora.

A água produzida deve ser eliminada, pois caso ela se acumule no cátodo, ela impede que o gás oxigênio chegue até a superfície da platina, impedindo que os elétrons

sejam recebidos pelas moléculas de O_2 . Se os elétrons não são recebidos, os íons H^+ se acumulam no compartimento catódico, já que não há formação de íons O^{2-} para reagir com eles. Dessa forma, a célula para de funcionar. Existe um mecanismo que pode ser usado para contornar esse problema. Chamados coletivamente de sistemas regenerativos, existem dispositivos que convertem a água formada de volta a hidrogênio – usando métodos fotoquímicos, térmicos ou até mesmo por eletrólise – que, por sua vez, é redirecionado ao ânodo.

O Brasil foi o primeiro país da América Latina a possuir uma frota de ônibus que funciona a partir da energia gerada por meio de células a combustível de hidrogênio. No Rio de Janeiro, há ônibus que circulam pela Cidade Universitária com tecnologia 100% nacional.



Figura 28 - Ônibus movido à célula a combustível de hidrogênio. Fonte: <<http://www.finep.gov.br/a-finep-externo/aqui-tem-finep/onibus-a-hidrogenio>>. Acesso em 20 de Abril de 2023.

4.2.10. A equação de Nernst e os fatores que influenciam o potencial de uma célula Galvânica

Vimos que os potenciais de eletrodo tabelados são determinados nas condições padrão. Entretanto, essas condições não são facilmente reprodutíveis e mesmo que assim sejam, à medida que as células galvânicas funcionam, as concentrações das espécies mudam ao longo do tempo e isso modifica o potencial da célula.

Walther Nernst foi um Químico importante no final do século XIX e início do século XX. Dentre os vários motivos que justificam sua importância, seu pioneirismo na área de eletroquímica se destaca. Aliás, sua genialidade é constantemente enaltecida em diversos textos biográficos sobre ele. Os talentos de Nernst não se restringiam somente no campo da pesquisa acadêmica, ele era um homem de negócios formidável. Utilizando de suas descobertas no campo da eletroquímica, ele elaborou um protótipo de lâmpada para competir com o modelo recém desenvolvido por Thomas Edison. Nernst convenceu uma empresa (A.E.G.) a patentear e comercializar seu modelo. A importância do cientista foi tamanha que ao receber um convite para substituir Boltzmann na Universidade de Munique, o Ministro da Prússia convenceu Nernst a permanecer na Universidade de Göttingen ao oferecer para ele um cargo de professor de Físico-Química e um laboratório de eletroquímica em troca da sua permanência no país.

Um dos primeiros trabalhos que Nernst publicou – em 1889 – incluía uma equação muito importante, que pode ser utilizada para calcular o potencial de uma célula galvânica ou de um eletrodo em condições diferentes das condições padrão. A dedução dessa equação envolve fatores termodinâmicos que fogem dos objetivos deste material. A equação de Nernst é definida como

$$(eq.4) \quad E = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

Onde:

- “E” é o potencial a ser determinado;
- “E°” é o potencial nas condições padrão;
- **R** é a constante dos gases – um dos valores usados está mostrado na tabela;
- **T** é a temperatura em Kelvin;
- **n** é o número de elétrons envolvidos, em mol;
- **F** é a constante de Faraday que serve como fator de conversão entre a quantidade de elétrons em mol para a carga correspondente em coulomb e seu valor é 96485 C/mol;
- **ln** é o logaritmo na base “e” do quociente reacional Q – ou seja $\ln Q = \log_e Q$;
- Q é definido como o quociente das concentrações de reagentes e produtos de uma reação, ou seja, para uma reação representada pela equação química $aA + bB \rightarrow cC + dD$ o quociente reacional pode ser calculado como

$$(eq.5) \quad Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Em que c , d , a e b são os coeficientes estequiométricos das substâncias A , B , C e D , respectivamente; $[C]$ e $[D]$ representam as concentrações dos produtos C e D ; $[A]$ e $[B]$ representam as concentrações dos reagentes A e B . Vale ressaltar que na expressão do quociente reacional não entram espécies no estado sólido e líquido.

Essa equação pode ser simplificada para ser usada na temperatura de 25°C ($298,2\text{ K}$) substituindo os valores das variáveis apresentadas no quadro 6.

Quadro 5 - Valores das variáveis usadas para a simplificação da equação de Nernst

| Variável | Valor |
|----------|---|
| R | $8,315\text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ |
| T | $298,2\text{ K}$ |
| F | 96485 C.mol^{-1} |

Fazendo as substituições, a equação de Nernst passa a ser

$$(eq.6) \quad E = E^\circ - \frac{0,0257}{n} \ln Q$$

Outra adaptação que pode ser feita é a troca de base do logaritmo, de forma a transformar o operador \ln em \log . Fazendo essa adaptação, a equação pode ser escrita como:

$$(eq.7) \quad E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

Essa equação foi deduzida usando a regra de mudança de bases para logaritmos:

$$\log_{10} x = \frac{\log_e x}{\log_e 10}$$

Vale ressaltar que **a equação simplificada dessa forma só é válida na temperatura de 25°C .**

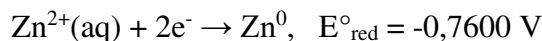
Portanto, a equação de Nernst é uma expressão que relaciona a diferença de potencial de uma célula galvânica (ou de um eletrodo individual) às concentrações de íons presentes e à temperatura.

Algumas análises podem ser feitas a partir dessa equação:

- À medida que uma célula funciona a [reagente] diminui, a [produto] aumenta. Como Q é definido como $\frac{[produtos]}{[reagentes]}$ o valor do quociente reacional Q aumenta e o termo $\frac{0,0592}{n} \log Q$ também aumenta. Isso leva a uma diminuição do potencial da célula no decorrer do seu funcionamento.
- Quando a temperatura aumenta, o termo $\frac{RT}{nF} \ln Q$ também aumenta e, com isso, o potencial da célula diminui. O contrário acontece quando há um abaixamento da temperatura. Por isso, muitas pilhas voltam a funcionar quando colocadas na geladeira por um tempo, já que o potencial aumenta em baixas temperaturas.

Para exemplificar o uso da equação de Nernst, vamos mostrar como se calcular o potencial do eletrodo de zinco contendo uma solução de ZnSO₄ na concentração de 0,001 mol/L na temperatura de 25°C.

A semi-equação que representa o eletrodo de zinco é



Se a concentração de ZnSO₄ é 0,001 mol/L a de Zn²⁺ também é 0,001 mol/L.

A equação de Nernst para esse eletrodo é:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log\left(\frac{1}{[\text{Zn}^{2+}]^1}\right)$$

Substituindo os valores $E^{\circ} = -0,7600$; $n = 2$; $[\text{Zn}^{2+}] = 0,001$

$$E = (-0,7600) - \frac{0,0592}{2} \log\left(\frac{1}{[0,001]^1}\right)$$

$$E = (-0,7600) - 0,0296 \log(1000)$$

$$E = -0,7600 - 0,0888$$

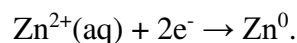
$$E = -0,8488 \text{ V}$$

O resultado permite concluir que a diminuição da concentração de Zn^{2+} diminui o potencial de redução do eletrodo. Uma analogia pode ser pensada em relação a isso: se a solução tem menos cátions, fica “mais fácil” do metal perder elétrons, virar um cátion e migrar para a solução.

4.2.11. Célula de Concentração

De acordo com a equação de Nernst, o potencial de um eletrodo depende da concentração dos íons presentes. Dessa forma, dois eletrodos constituídos dos mesmos materiais, mas que apresentem concentrações iônicas diferentes, irão apresentar diferentes potenciais de eletrodo. Portanto, é possível construir uma célula Galvânica utilizando dois eletrodos do mesmo material que difiram na concentração. Essa célula Galvânica é denominada *célula de concentração*.

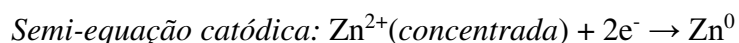
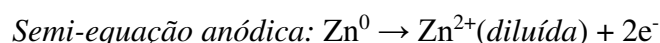
Imagine uma célula galvânica constituída de dois eletrodos de zinco (Zn^0/Zn^{2+}) que diferem na concentração de Zn^{2+} . Um eletrodo apresenta concentração de Zn^{2+} equivalente a 1,0 mol/L e o outro tem a concentração desse íon correspondente a 0,1 mol/L. A semi-reação do eletrodo é representada pela semi-equação



Dessa forma, o potencial do eletrodo é definido, segundo a equação de Nernst (a 25°C), como:

$$(eq.8) \quad \uparrow E = E^\circ - \downarrow \frac{0,0592}{n} \log \frac{1}{[Zn^{2+}] \uparrow}$$

As setas mostram que quanto maior a concentração de íons Zn^{2+} maior será o potencial de redução do eletrodo e, dessa forma, maior a tendência de ele atuar como cátodo e receber elétrons. Assim, teremos as seguintes semi-equações representando os fenômenos na célula de concentração:



A equação global mostra a tendência do Zn^{2+} migrar da solução concentrada para a solução diluída. Isso mostra que há um gradiente químico (diferença de

concentração) e que esse gradiente leva à ocorrência do fenômeno de difusão – migração de uma espécie do meio mais concentrado para o menos concentrado. Além disso, a equação de Nernst dessa célula de concentração pode ser escrita como

$$(eq.9) \quad E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]_{diluída}}{[Zn^{2+}]_{concentrada}}.$$

Os eletrodos são formados pelos mesmos materiais, então $E^{\circ} = 0$. Portanto, o potencial da célula de concentração é

$$E = 0 - \frac{0,0592}{2} \log_{1,0} \frac{0,1}{1} = 0,0296 \text{ V}.$$

Como será visto no próximo capítulo, a compreensão do funcionamento de uma célula de concentração é bastante útil para entender a natureza do *potencial de membrana* de uma célula biológica. Esse potencial se estabelece na membrana de células biológicas devido à diferença de concentração de íons dentro e fora da célula. A condução de impulsos nervosos, o batimento cardíaco e a liberação de insulina são eventos que decorrem da alteração do potencial de membrana.

4.3. Capítulo 3 Aplicações Bioquímicas

4.3.1. A saúde mental e os neurônios

A saúde mental tem sido pauta nos últimos anos em diversos meios de comunicação, mas principalmente nas redes sociais. Isso se justifica pelo aumento expressivo no número de casos de depressão. Segundo a Organização Mundial da Saúde (OMS), a saúde mental representa

Um estado de bem-estar mental que permite às pessoas lidarem com o estresse da vida, realizar suas habilidades, aprender bem e contribuir com sua comunidade. A saúde mental é um

componente integral da saúde e bem-estar e é mais do que uma ausência de desordem mental.

(Organização Mundial da Saúde, tradução do autor, 2022)

Problemas de saúde mental existem em todo o mundo. De acordo com a OMS uma a cada oito pessoas vivem com algum problema de saúde mental, sendo os mais comuns a ansiedade e a depressão (OMS, 2022). Existe uma série de consequências que esses problemas podem trazer, sendo o mais grave o suicídio.

Diversos fatores podem afetar a saúde mental de um indivíduo, sendo que alguns são intrínsecos, como fatores genéticos e doenças crônicas, mas a grande maioria é extrínseco, ou seja, esses fatores vêm do ambiente. Dentre os vários fatores externos, podemos citar o bullying, relações abusivas e a sensação de injustiça.

Para entender como a saúde mental pode ser afetada pelo ambiente, primeiramente devemos compreender como o cérebro funciona. O que nós chamamos de mente é fisiologicamente produzido por uma rede de neurônios em funcionamento em nosso cérebro. Os neurônios são as principais células que constituem o sistema nervoso. Esse sistema, por sua vez, tem a função de receber estímulos (internos ou externos) e promover respostas. Essas respostas vão desde uma decisão tomada a uma contração de um músculo. Para simplificar essa análise, imagine uma pessoa que vê um cão bravo solto na rua. Isso funciona como um estímulo. Esse estímulo, por sua vez, estimula neurônios que vão levar um sinal até o cérebro a partir do qual outros neurônios vão levar sinais que vão desencadear várias respostas: o coração dispara, a pupila dilata e uma decisão é tomada – fugir ou ficar?

Os sinais levados pelos neurônios são sinais elétricos. Os neurônios funcionam como fios extensos que levam corrente elétrica de um lado para o outro do nosso corpo. Quando essa corrente chega no seu alvo, uma resposta é produzida. Esses sinais elétricos são produzidos pelo movimento de íons através da membrana plasmática dos neurônios.

4.3.1.1. O potencial de membrana define o estado de um neurônio

A membrana plasmática é a parte da célula responsável por separar os componentes presentes dentro em seu interior– o meio intracelular – daqueles

encontrados fora dela – o meio extracelular. A composição dos meios intra e extracelular é diferente e essa diferença tão importante para a manutenção da vida é mantida pela membrana plasmática que funciona como uma barreira que impede a entrada e saída de algumas substâncias e, por isso, é dito que ela possui permeabilidade seletiva.

A membrana plasmática é formada principalmente por lipídeos e proteínas. Sabemos que lipídeos são substâncias que são excelentes isolantes elétricos e, por isso, os íons não conseguem atravessar a membrana plasmática pela parte lipídica. Aliás, se não fossem as proteínas de canais (figura 30) que possibilitam a passagem de alguns íons, a membrana seria impermeável a eles. Centenas de canais iônicos já foram estudados, cada um específico para um íon em particular (Sadava et. al., 2009).

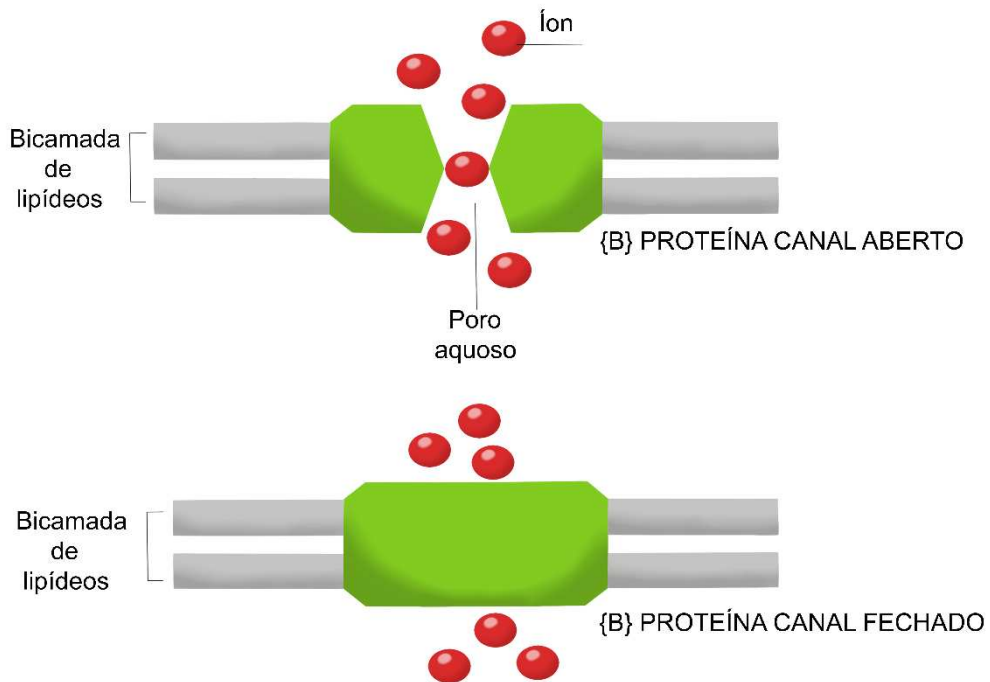


Figura 29 - Representação dos canais proteicos que permitem a passagem dos íons. Alguns permanecem fechados e só se abrem quando há algum estímulo. Fonte: o autor

O transporte de íons entre o exterior e o interior das células é fundamental para vários processos. Como exemplos podemos citar desde a condução do impulso nervoso

em animais até a abertura de estômatos nas plantas que permite a entrada de dióxido de carbono nas folhas – gás necessário para a ocorrência da fotossíntese.

Como mencionado anteriormente, existe uma diferença de composição entre o meio intracelular e o meio extracelular. Essa diferença se dá, inclusive, em termos de cargas elétricas. No meio intracelular existem mais ânions do que cátions e, por isso, há uma carga líquida negativa dentro da célula. Em contrapartida, o meio extracelular concentra mais cátions do que ânions, isto é, há mais cargas positivas do que negativas. Devido a essa separação de cargas há uma diferença de potencial elétrico entre as partes interna e externa da membrana plasmática (figura 31). Tal diferença é conhecida como **diferença de potencial de membrana em repouso** ou simplesmente **potencial de membrana**.

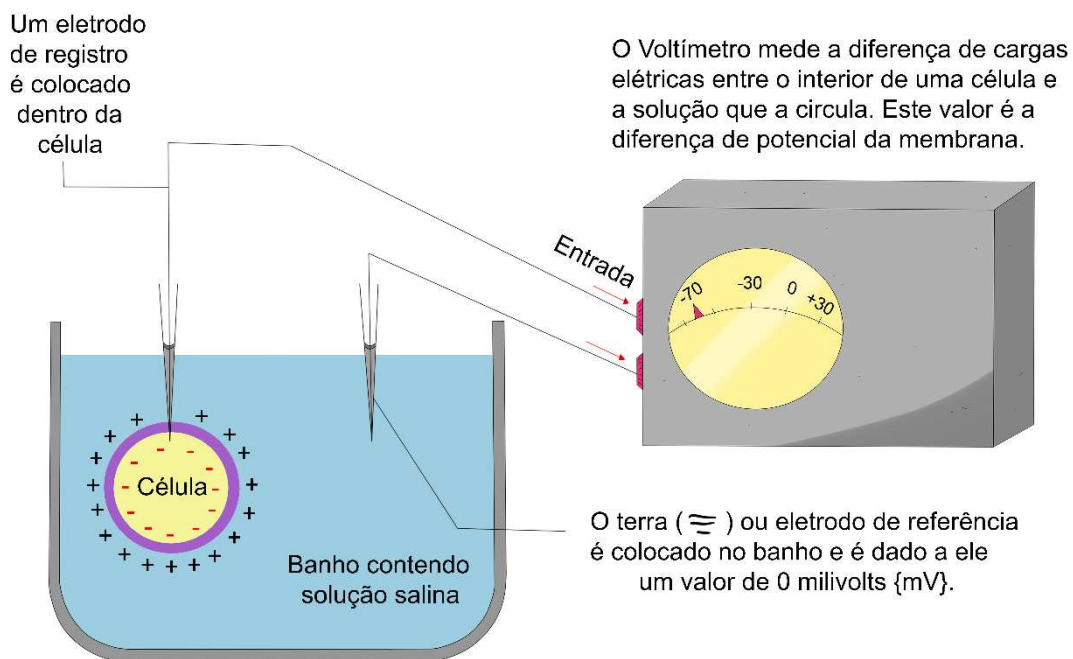
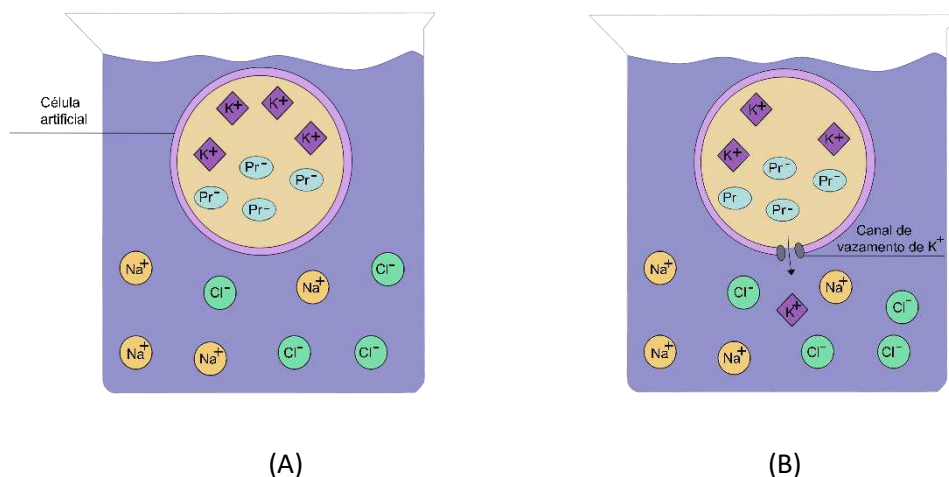
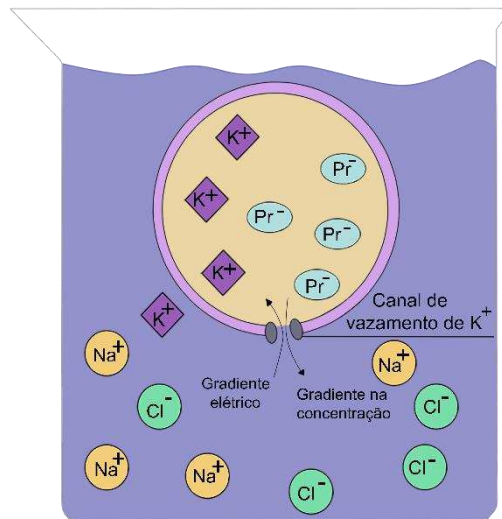


Figura 30 - Determinação da diferença de potencial de membrana em repouso ou do potencial de membrana. Fonte: Adaptado de Silverthorn, 2017.

A origem das diferenças de cargas – assim como do potencial de membrana – está no balanço entre dois fatores: o gradiente de concentração de um íon (ou gradiente químico) e o gradiente elétrico desse íon. O primeiro gradiente – o gradiente químico –

existe quando há uma diferença de concentração de um íon entre dois meios separados por uma membrana. O íon tende a sair do meio mais concentrado para o meio menos concentrado, até que as concentrações se igualem. Já o segundo – o gradiente elétrico – aparece quando há um desequilíbrio de cargas entre o interior e o exterior da célula. Imagine que uma célula artificial possua íons potássio (K^+) apenas no meio intracelular e íons sódio (Na^+) apenas em seu exterior. Além disso, tanto o meio intracelular quanto o extracelular estão eletricamente neutros (número de cargas positivas e negativas iguais). Essa situação está representada em A na figura 32. Agora, imagine que uma proteína de canal que permita a passagem de potássio seja inserida na membrana dessa célula. Como o K^+ está mais concentrado dentro da célula, ele tenderá a sair devido ao gradiente químico, como mostrado em B na figura 32. Entretanto, o K^+ não sai até que as concentrações desse íon dentro e fora da célula se igualem. Isso acontece porque com a saída do potássio de dentro da célula, cargas negativas permanecem no meio intracelular e isso atrai os íons potássio de volta para o interior da célula. Então, acontece um balanço entre os dois gradientes. Chega um momento em que se estabelece um equilíbrio: a mesma quantidade de íons que sai da célula devido ao gradiente de concentração volta para o interior da mesma devido ao gradiente elétrico. Isso está mostrado em C na figura 32. Portanto, esse processo gera um desbalanceamento de cargas, originando o potencial de membrana.





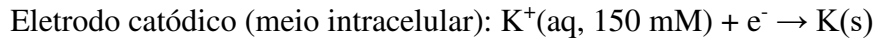
(C)

Figura 31 - Origem do potencial de membrana das células. Fonte: Adaptado de Silverthorn, 2017.

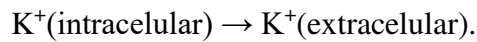
As células em repouso apresentam maior permeabilidade ao íon potássio do que aos outros íons e, por isso, o potencial de membrana se deve principalmente a esse íon. Como estudado no capítulo 2, a equação de Nernst pode usada para determinar o potencial elétrico existente entre dois eletrodos em uma célula galvânica de concentração, na qual os eletrodos são constituídos dos mesmos materiais, diferindo apenas nas concentrações dos íons. Dessa forma, podemos considerar uma célula biológica como uma célula de concentração, já que as concentrações dos íons dentro e fora dela são diferentes. Portanto, podemos utilizar a equação de Nernst para determinar a diferença de potencial elétrico existente nas membranas das células biológicas. Para ilustrar isso, vamos assumir que a célula é permeável apenas ao íon potássio, uma vez que a membrana plasmática é muito mais permeável a esse íon do que aos outros (Silverthorn, 2017).

Podemos utilizar as semi-equações a seguir para determinar o potencial da célula eletroquímica, considerando as concentrações de K^+ de uma célula em repouso nos meios extra e intracelulares como 5 mM e 150 mM, respectivamente (Silverthorn, 2017):





Somando as semi-equações, chegamos na seguinte equação:



Dessa forma, a equação de Nernst para uma célula permeável somente ao íon potássio torna-se:

$$(eq.10) \quad E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[K^+]_{\text{extracelular}}}{[K^+]_{\text{intracelular}}}.$$

Como os íons envolvidos nos eletrodos são os mesmos, $E^\circ = 0$. A equação pode ser reescrita, fazendo a transformação logarítmica ($\ln = 2,3 \log$), considerando a temperatura interna do corpo humano (37°C), $R = 8,315 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $F = 96485 \text{ C.mol}^{-1}$ e z a carga do íon (que substitui n na equação de Nernst, pois a carga do íon será equivalente ao número de elétrons trocado numa célula de concentração), como

$$(eq.11) \quad E_m = - \frac{61}{z} \log \frac{[K^+]_{\text{extra}}}{[K^+]_{\text{intra}}}.$$

Em que E_m é o potencial de membrana. É importante destacar que fisiologistas trabalham com essa equação multiplicada por -1 em virtude de as interpretações acerca do potencial elétrico serem feitas do interior das células em relação ao exterior. Um potencial de membrana negativo, por exemplo, indica a maior presença de cargas positivas no meio extracelular do que no meio intracelular.

Utilizando essa expressão, encontramos que a diferença de potencial da membrana em repouso é próxima de -90 mV (milivolts) – o sinal negativo indica que há mais cargas positivas fora do que dentro da célula. Entretanto, medidas experimentais dos potenciais de membrana das células em repouso registram valores próximos de -70 mV . Isso acontece porque a célula é permeável a outros íons além do potássio e, embora a contribuição principal seja a do K^+ , outros íons também influenciam o potencial de membrana. Para considerar essas outras contribuições para uma estimativa mais próxima da realidade, pode-se usar a equação de Goldman-Hodgkin-Katz (GHK), que considera a influência dos outros íons (Silverthorn, 2017). Entretanto, essa equação foge aos objetivos desse material.

Mudanças no potencial de membrana acontecem quando há entrada ou saída de íons da célula. Essas mudanças podem provocar alterações não só na membrana plasmática – existem proteínas de canais que se abrem quando ocorre alteração no potencial de membrana, são os canais sensíveis à voltagem – como também no meio intracelular. Embora a célula seja muito pouco permeável ao sódio (Na^+), uma pequena quantidade desse íon acaba entrando na célula. Isso já é suficiente para mudar significativamente o potencial da membrana. Para evitar o acúmulo de Na^+ no interior da célula e, dessa forma, modificar o potencial de membrana, uma enzima chamada *$\text{Na}^+ - \text{K}^+ - \text{ATPase}$* – mais conhecida como *bomba de sódio e potássio* – atua. Ela utiliza energia (armazenada na molécula de ATP) para bombear os íons sódio de volta para o meio extracelular, enquanto bombeia íons K^+ para o meio intracelular. A energia para esse transporte é necessária porque a enzima bombeia os íons contra seus gradientes de concentração, isto é, o transporte não é espontâneo.

Como descrito anteriormente, a entrada ou saída de íons da célula modificam o potencial de membrana. Esse movimento de íons acontece quando há alteração na permeabilidade da membrana aos íons. Tal alteração ocorre nas proteínas de canais que se abrem através de diferentes estímulos – como luz, calor, impacto mecânico e voltagem. As modificações no potencial de membrana são descritas por três termos: despolarização, repolarização e hiperpolarização. A relação desses termos com o potencial de membrana está ilustrada na figura 33.

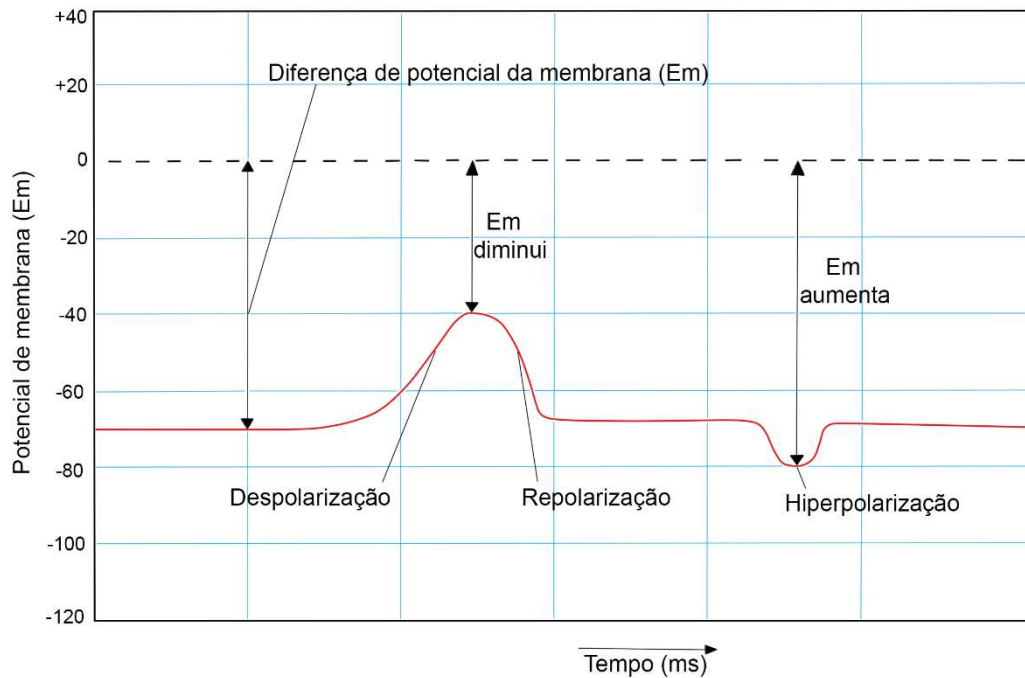


Figura 32 - Termos associados às mudanças no potencial de membrana. Fonte: Adaptado de Silverthorn, 2017.

Se a diferença de potencial de membrana diminuir em valores absolutos em relação ao potencial de repouso, diz-se que ocorre uma **despolarização** da célula. Quando essa diferença de potencial retorna ao valor anterior à despolarização, há uma **repolarização** da célula. Caso a diferença de potencial de membrana aumente em valores absolutos ocorre uma **hiperpolarização** da célula. Esses eventos ocorrem continuamente no nosso corpo durante a transmissão de um impulso nervoso. Aliás, o que permite você ler esse texto é a ocorrência constante e ininterrupta de despolarização, repolarização e hiperpolarização de neurônios específicos.

Os neurônios estabelecem conexões uns com os outros e com órgãos diversos através de sinais elétricos. Por conseguirem propagar sinais elétricos em resposta a estímulos, eles são considerados células excitáveis. Por isso, podemos dizer que pensamos e sentimos através de correntes elétricas. A corrente elétrica que percorre o neurônio é denominada **impulso nervoso**.

A figura a seguir mostra a estrutura geral de um neurônio.

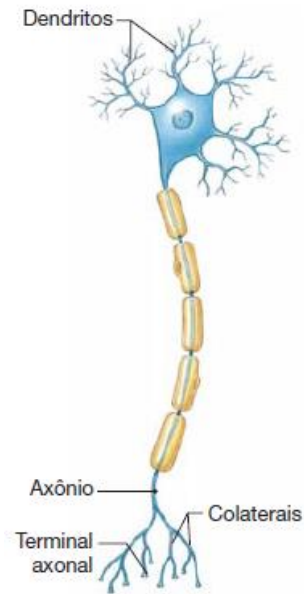


Figura 33 - Estrutura geral de um neurônio. Fonte: Adaptado de Silverthorn (2017)

Estímulos ou sinais são recebidos pelos **dendritos** (*dendron* = árvore; *ito* = pequena), que são estruturas finas e ramificadas de um neurônio – lembram ramos de árvores e por isso receberam esse nome. Quando aproximamos a mão de uma chama, o estímulo devido ao aumento de temperatura é captado pelos dendritos. Os sinais elétricos que serão conduzidos pelo neurônio se iniciam nos dendritos. Em seguida, esses sinais são transmitidos para o **corpo celular**, que processa a informação e mantém as demais partes da célula funcionando. Essa parte da célula é fundamental para a atividade neuronal. Tão fundamental que caso alguma parte do neurônio seja separada do corpo celular, ela degenera e morre. Partindo do corpo celular, os sinais elétricos são direcionados ao **axônio**, que é a parte mais longa do neurônio e que transmite o impulso nervoso para outro neurônio ou para um órgão alvo. Na porção terminal do axônio ocorrem as **sinapses**, que são regiões nas quais o axônio se comunica com a célula alvo. Entre o terminal axônico e a célula alvo pode existir um espaço denominado fenda sináptica.

A superfície dos dendríticos podem se expandir ainda mais em função de certos estímulos. Essas expansões são chamadas de espinhos dendríticos. O desenvolvimento de espinhos dendríticos estão associados ao processo de aprendizagem e memória. No entanto, eles também têm relação com doenças como o mal de Alzheimer. Muitas

pesquisas recentes têm sido feitas no campo da neurociência acerca dessas expansões dendríticas.

Como mencionado, o axônio é a parte mais longa do neurônio. O comprimento de um axônio pode chegar a um metro na espécie humana (ou ser superior a isso em outros animais). Os axônios de lulas gigantes, por exemplo, foram utilizados por Hodgkin e Huxley na primeira metade do século XX para estudar os mecanismos iônicos responsáveis por gerar os potenciais de ação. Em relação à espessura, o diâmetro médio de um axônio em mamíferos é da ordem de 2 μm . O axônio gigante de lula, por sua vez, pode chegar a 0,8 mm. Vale ressaltar que quanto maior for o diâmetro axonal, menor será a resistência elétrica e mais rápida será a condução do sinal elétrico pelos neurônios. (Silverthorn, 2017)

Como o sinal elétrico pode passar do axônio para a próxima célula se não existe um contato direto entre elas? Existem moléculas responsáveis por essa comunicação denominadas **neurotransmissores**. O glutamato, por exemplo, é um neurotransmissor que é liberado por neurônios que estão relacionados à memória. Um fato curioso é que o etanol bloqueia a liberação do glutamato por parte desses neurônios e isso causa o fenômeno da *amnésia alcoólica*.

4.3.1.2. Quando os neurônios entram em ação: o potencial de ação

Como já foi discutido anteriormente, na membrana plasmática das células existem proteínas que funcionam como portões. Elas podem estar abertas ou fechadas e, dessa forma, permitir ou não a passagem de íons através delas. A abertura dessas proteínas – também chamadas de **canais** – depende de um estímulo, que pode ser um agente químico, alteração de temperatura, alteração na diferença de potencial elétrico, entre outros. Os tipos de canais que estão presentes nas membranas das células variam de uma célula para outra. Inclusive entre neurônios também há essa variação. Por exemplo, neurônios que percebem a variação de temperatura apresentam canais que os neurônios sensíveis à pressão não percebem e vice-versa.

Quando há um estímulo, alguns canais de sódio sensíveis a esse estímulo se abrem na região dos dendritos ou do corpo celular; isso faz com que ocorra o influxo de Na^+ para dentro da célula já que o interior da célula é negativo em relação ao exterior.

Os íons Na^+ se espalham dentro da célula e a distância que percorrem depende da quantidade de íons que entra – que, por sua vez, depende da intensidade do estímulo. Isso pode ser comparado ao deslocamento de água que ocorre quando jogamos uma pedra num lago. Se jogamos uma pedra leve, pouca água é deslocada. Se jogamos uma pedra pesada, no entanto, mais água se desloca.

A região inicial de um axônio é chamada de **zona de disparo**. Quando íons sódio suficientes chegam a essa região, ocorre uma alteração no potencial de membrana que se for superior a certo limiar, promove a abertura de **canais de sódio sensíveis à voltagem**. Com a abertura desses canais, mais sódio entra e muda o potencial de membrana, que estimula a abertura dos canais de sódio à frente e assim sucessivamente. Dessa forma, cria-se uma onda de despolarização que se propaga ao longo do axônio. Essa onda de despolarização é conhecida como **potencial de ação**. A figura 35 mostra a propagação de um potencial de ação.

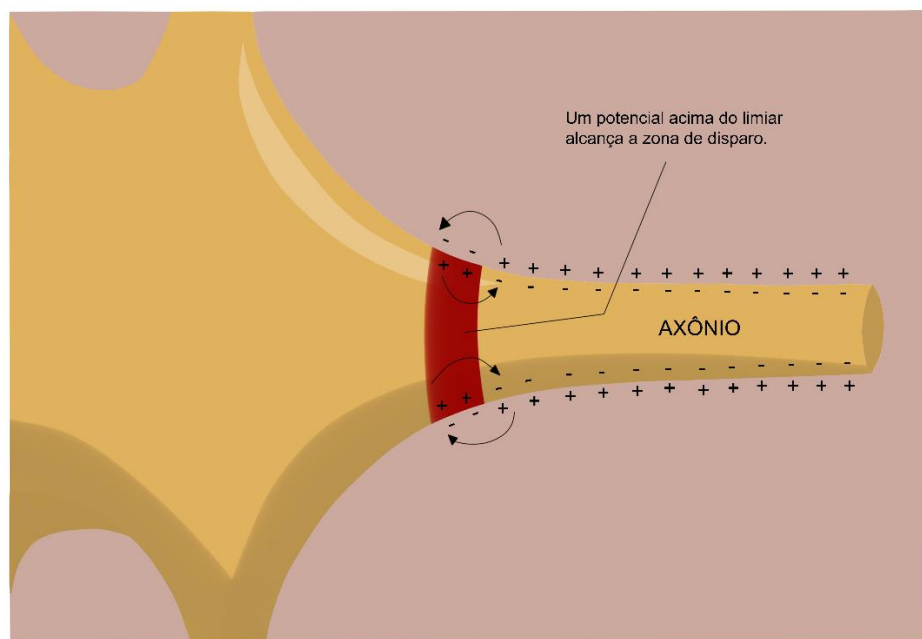


Figura 34 - Propagação de um potencial de ação. Fonte: Adaptado de Silverthorn (2017)

É importante destacar que se o limiar for inferior ao mínimo, não ocorrerá o início do potencial de ação. Entretanto, se o limiar for igual ou maior do que o mínimo, o potencial de ação será iniciado. Por isso, diz-se que o estímulo obedece à lei do *tudo ou nada*.

Dois questionamentos podem ser feitos a partir de então:

- Como ocorre a repolarização da célula após a passagem do potencial de ação?
- Por que o potencial de ação só se propaga para frente no axônio?

Na membrana dos axônios não há só os canais de sódio sensíveis à voltagem. Há também os canais de potássio sensíveis à voltagem. Entretanto, os canais de K^+ são mais lentos e demoram mais a se abrirem. Quando eles se abrem, ocorre a saída desses íons da célula e à medida que eles saem, o potencial se torna menos positivo. Dessa forma, após a abertura dos canais de sódio os canais de potássio se abrem na sequência e isso restaura o potencial de membrana.

A propagação unidirecional do potencial de ação se justifica porque o canal de sódio possui dois “portões” que controlam a entrada de sódio na célula. Quando a célula está em repouso, o portão de ativação está fechado e, dessa forma, bloqueia a entrada de sódio. Entretanto, com a célula nessa condição, o portão de inativação está aberto. O portão de ativação se abre quando há uma alteração significativa no potencial de membrana e é ele que permite a entrada de sódio na célula e, dessa forma, inicia a potencial de ação. Quando o portão de ativação se abre, o de inativação se fecha, mas num intervalo de 0,5 ms de diferença. Portanto, após pouco tempo do início da entrada de sódio o portão de inativação se fecha, impedindo a entrada de mais íons por aquele canal. As figuras 36 a 40 ilustram esse processo.

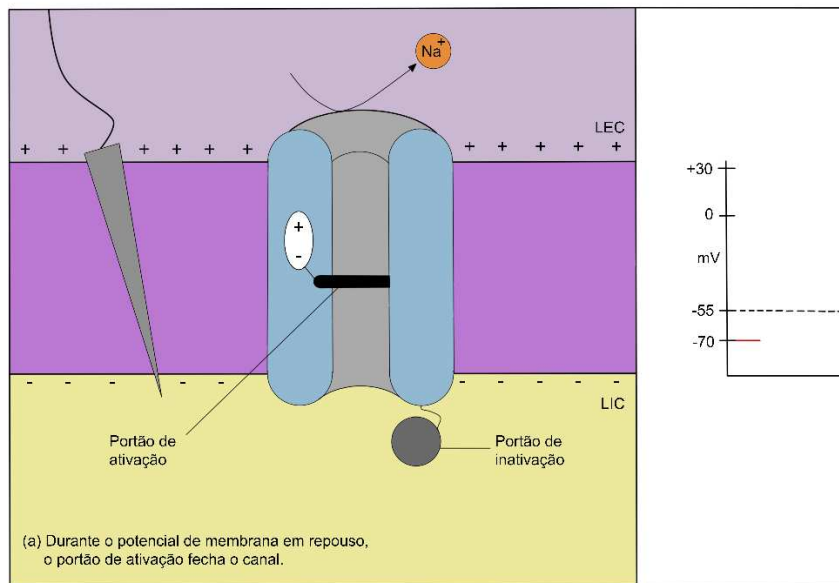


Figura 35 - Modelo do canal de sódio controlado por voltagem. Note que quando o potencial de membrana está abaixo do limiar, o portão de ativação se encontra fechado.

Adaptado de Silverthorn (2017)

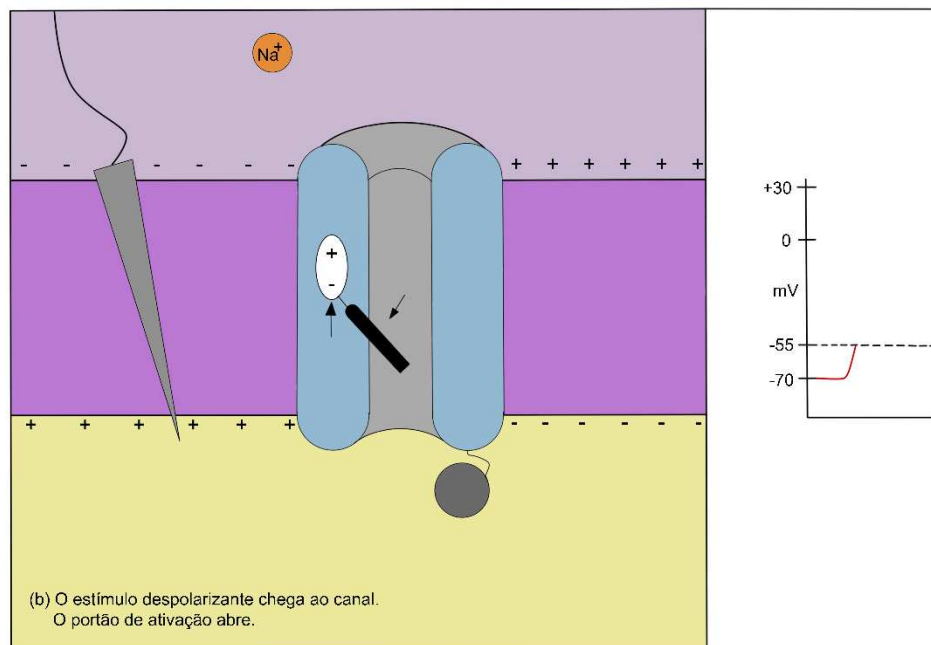


Figura 36 - A abertura do portão de ativação acontece quando a diferença de potencial de membrana atinge um valor mínimo. Fonte: Adaptado de Silverthorn (2017).

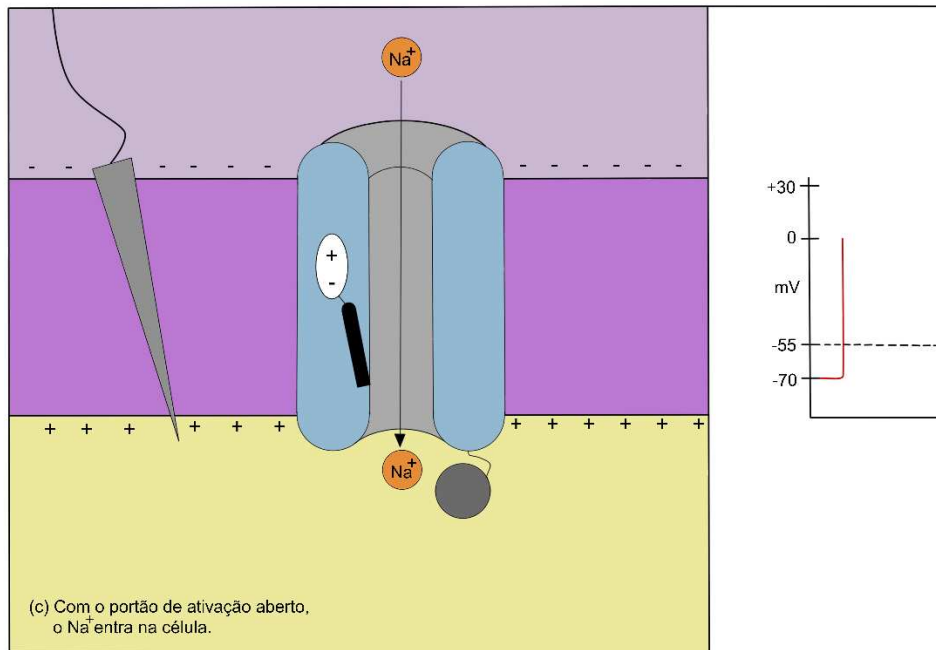


Figura 37 - Entrada de íons sódio aumenta a diferença de potencial de membrana.

Fonte: Adaptado de Silverthorn (2017).

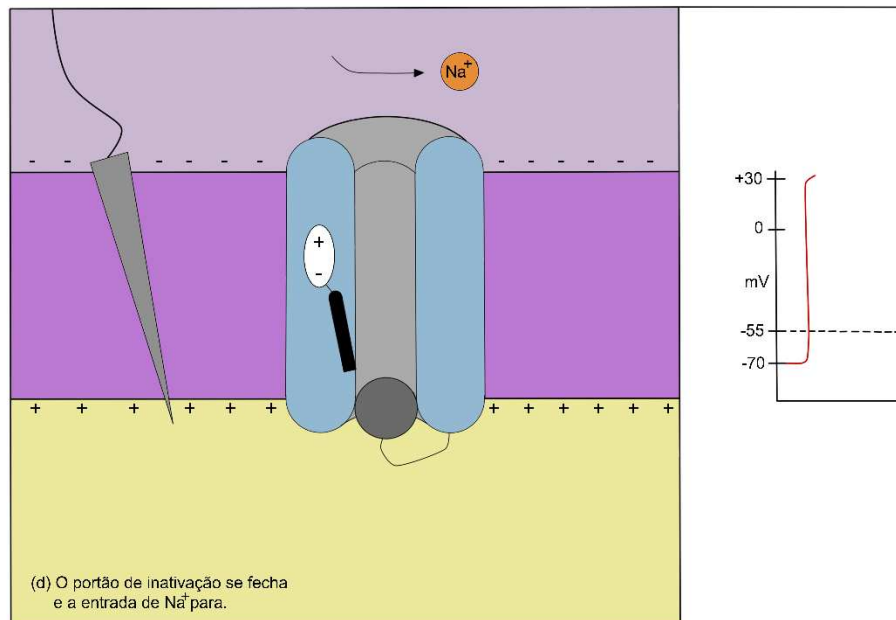


Figura 38 - Após pouco tempo após a abertura do portão de ativação, o portão de inativação se fecha. Fonte: Adaptado de Silverthorn (2017).

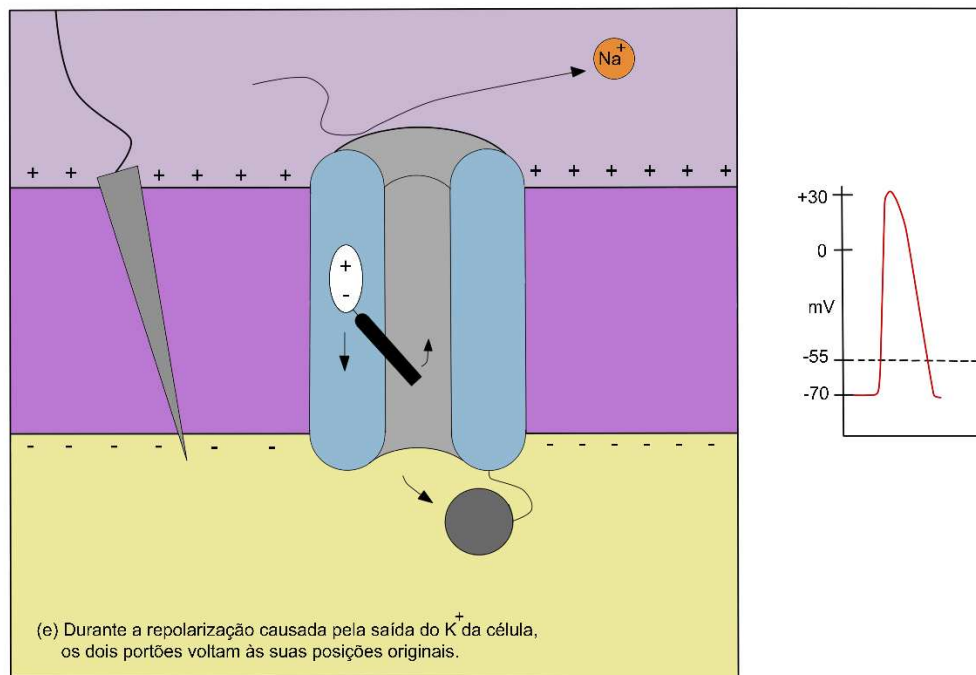


Figura 39 - A queda da diferença de potencial de membrana restaura as posições originais dos portões de ativação e inativação dos canais de sódio. Fonte: Adaptado de Silverthorn (2017).

Os eventos que acontecem no neurônio durante o desencadeamento do potencial de ação estão resumidos na figura 41 a seguir. Em (A) a célula está em repouso. Em (B) ocorreu um estímulo que promoveu a abertura de canais de sódio e levou à despolarização da célula até o limiar, que está mostrado em (C). O patamar (D) está mostrando o aumento da diferença de potencial de membrana provocado pelo influxo de íons sódio. Em (E) ocorre o fechamento de canais de sódio e os canais de potássio se abrem. À medida que os íons potássio saem da célula, o potencial de membrana diminui, como mostrado em (F). A saída excessiva de potássio torna o potencial de membrana menor que na situação de repouso, levando a uma situação denominada **hiperpolarização**, como mostrado em (G). Os canais de potássio sensíveis à voltagem se fecham e a bomba de sódio e potássio reestabelece o potencial de membrana (H). Em (I) a célula retornou à sua situação de repouso.

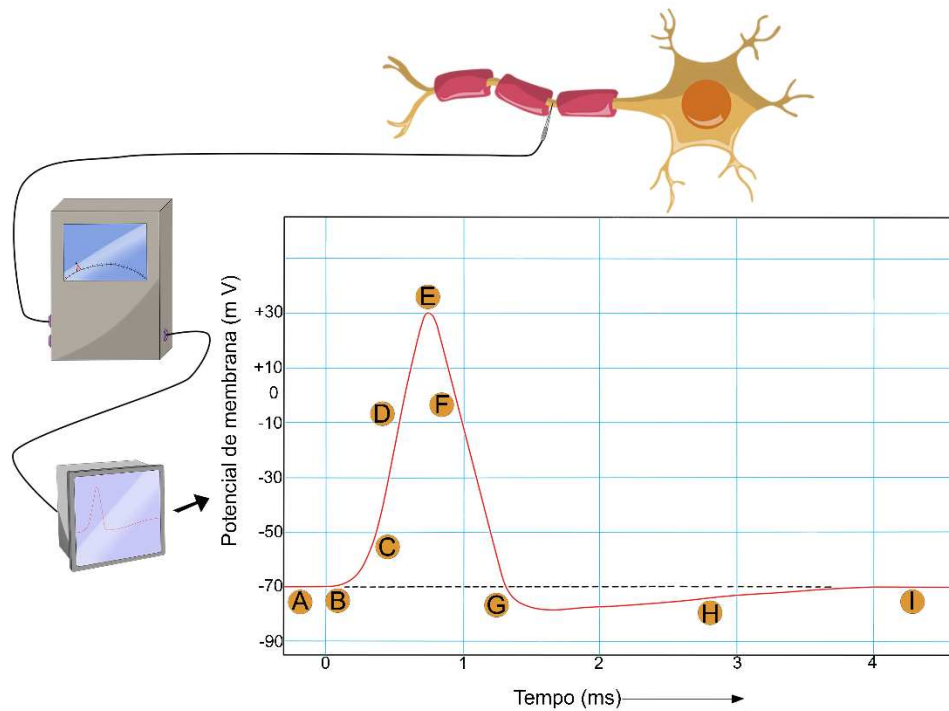


Figura 40 - Eventos que ocorrem durante o potencial de ação. Adaptado de Silverthorn (2017).

A figura 42, por sua vez, mostra como se comportam a permeabilidade iônica e a diferença de potencial elétrico de membrana durante os eventos que acontecem na condução do impulso nervoso. É importante lembrar que a permeabilidade iônica depende de os canais iônicos estarem abertos ou fechados. Canais abertos fazem com que a membrana seja muito permeável aos íons, ao contrário de quando estão fechados.

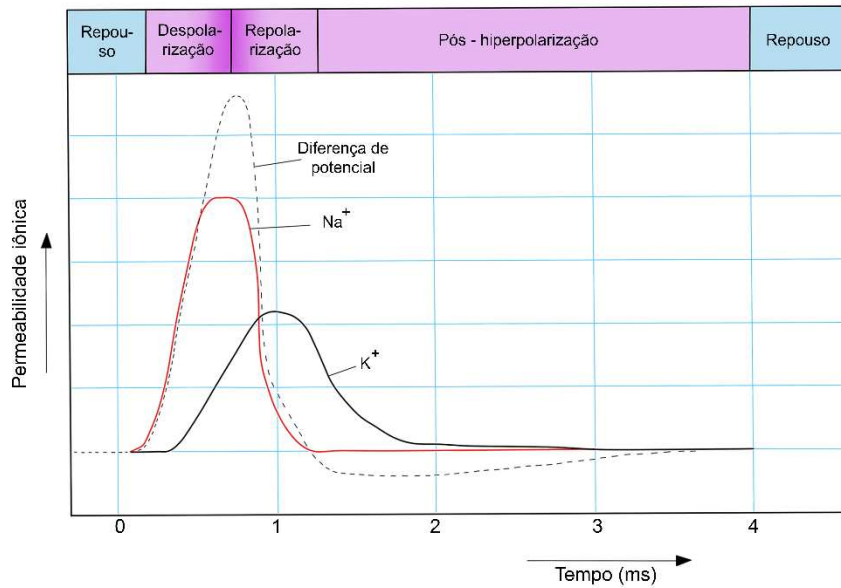


Figura 41 - Relação entre a permeabilidade iônica e a diferença de potencial de membrana. Adaptado de Silverthorn (2017).

Abordagem do tema usando tecnologias

Os eventos que ocorrem durante o potencial de ação, assim como os que levam à sua propagação podem ser considerados abstratos e de difícil visualização. O uso de uma simulação pode facilitar a compreensão desse processo. O site phet Colorado disponibiliza uma simulação que possibilita estudar os fenômenos de membrana de forma mais dinâmica. Essa simulação pode ser acessada por meio do código QR seguinte.

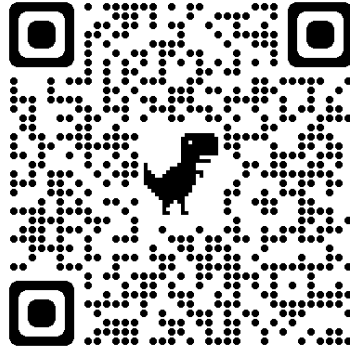


Figura 42 - Simulação da estimulação de uma célula nervosa. Disponível em https://phet.colorado.edu/sims/html/neuron/latest/neuron_all.html?locale=pt_BR.

Acesso em 20 de junho de 2023

4.3.1.3. Comunicação neuronal: neurotransmissores e neuromoduladores

Quando o potencial de ação chega ao final de um axônio, esse sinal deve ser transmitido para um próximo neurônio ou para um órgão-alvo – que irá receber o sinal e executar uma resposta. A principal forma de transmitir o sinal de um neurônio para outro ou para um órgão-alvo é através de **neurotransmissores** – substâncias químicas que levam a informação de uma célula para outra. Dessa forma, dizemos que os neurotransmissores transformam um sinal elétrico em um sinal químico. A figura 44 ilustra as sinapses – regiões onde os neurotransmissores são lançados para transmitirem sinais para a próxima célula.



Figura 43 - Sinapse química. Os neurotransmissores são liberados nessa região e transmitem sinais para o próximo neurônio continuar transmitindo o impulso nervoso ou

para um órgão-alvo responder ao estímulo transmitido. Fonte: Disponível em <<https://psicoativo.com/2017/01/sinapses-partes-funcoes-e-tipos-de-sinapses.html>>.

Acesso em 27 de Março de 2022

Além dos neurotransmissores existem neuromoduladores. Essas moléculas têm a mesma ação que os neurotransmissores, só que a ação não está limitada à região de sinapse. Eles podem ser excitatórios – desencadeando um potencial de ação no neurônio em que atuam – ou inibitórios – cancelando um potencial de ação no neurônio em que atuam. (Figura 45)

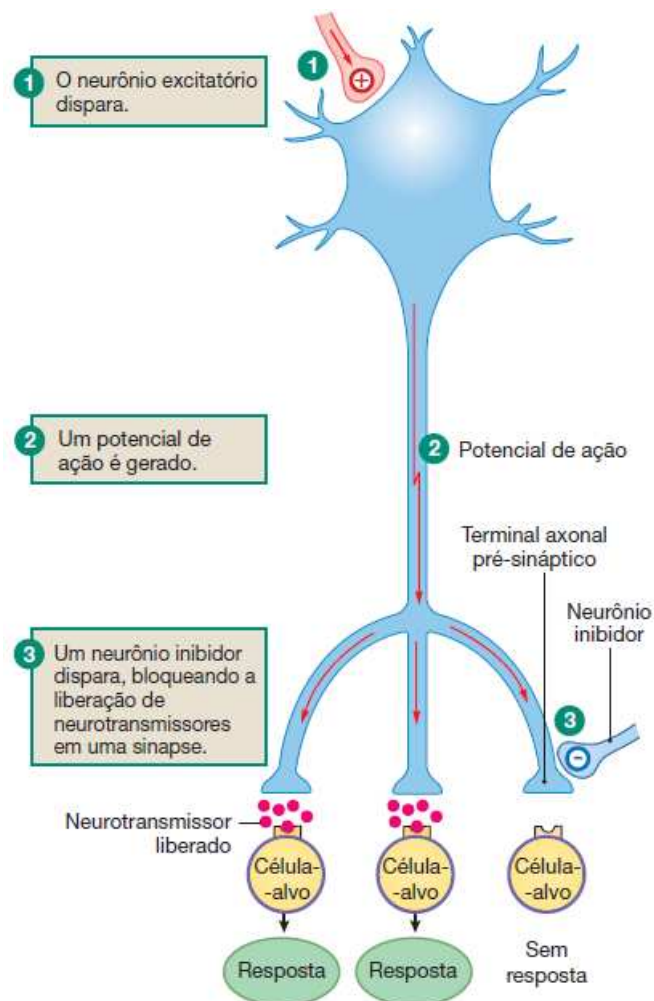


Figura 44 - Ação de neuromoduladores. Um neurônio excitatório libera um neuromodulador que faz com que um potencial de ação seja gerado no neurônio. Já um neurônio inibitório impede a propagação do potencial de ação em uma parte do axônio.

Fonte: Silverthorn (2017)

A figura 46 mostra os principais neurotransmissores e neuromoduladores envolvidos nos processos emocionais e nas sensações.

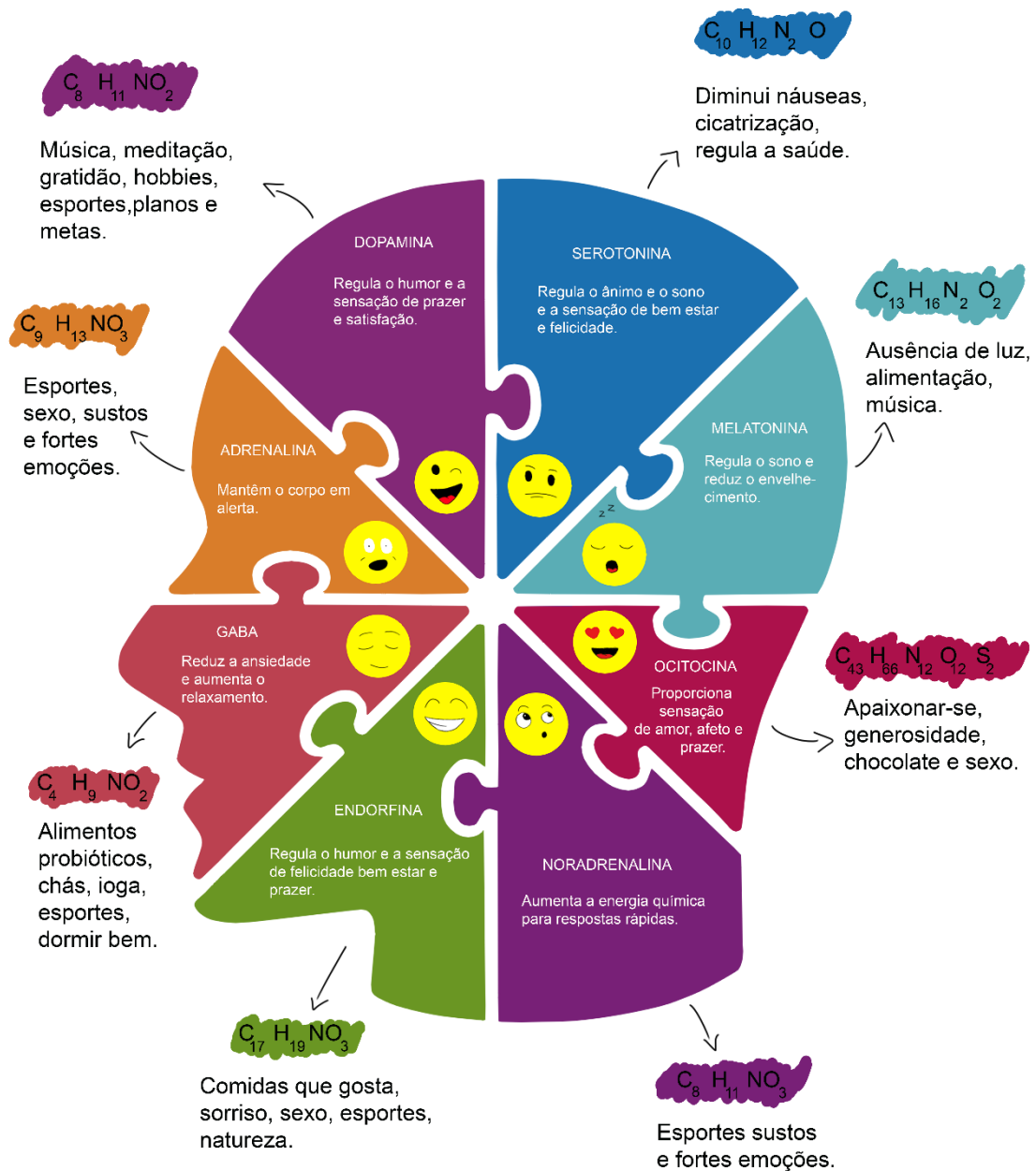


Figura 45 - Neurotransmissores e neuromoduladores envolvidos nas emoções e nas sensações. Fonte: Adaptado de Cartilha Química das Emoções.

Existe uma grande diversidade tanto de neurotransmissores quanto de neuromoduladores e eles são classificados de acordo com suas estruturas químicas (acetilcolina, aminas, aminoácidos, peptídeos, purinas, lipídeos e gases). São mais de 11 tipos de neurotransmissores e inúmeros neuromoduladores descritos na literatura (Silverthorn, 2017). É importante destacar que as atividades dessas moléculas são de curta duração. Eles são degradados rapidamente por enzimas poucos segundos depois que são liberados.

Retomando a questão da saúde mental, diversos fármacos que são usados para tratar a depressão e a ansiedade, por exemplo, imitam a ação de neuromoduladores. A ansiedade, por exemplo, está associada ao aumento da produção do neuromodulador serotonina. Substâncias que inibem a ação da serotonina, por exemplo, são usadas para o tratamento da ansiedade.

Indivíduos com problemas de saúde mental devem procurar ajuda e iniciar o tratamento. Os fármacos agonistas (que imitam o efeito de neurotransmissores e neuromoduladores) e antagonistas (que bloqueiam a ação dos neurotransmissores e neuromoduladores) são eficientes desde que utilizados de maneira correta e sob orientação médica.

De acordo com Lima (2013), entre alguns dos antidepressivos utilizados no Brasil estão o carbonato de lítio (Li_2CO_3) e a fluoxetina. O primeiro tem mecanismo de ação pouco conhecido, mas estudos mostram que ele atua na $\text{Na}^+\text{K}^+\text{ATPase}$ e faz com que a entrada de íons sódio dentro das células seja facilitada. Isso favorece a condução dos impulsos nervosos por parte dos neurônios e diminui os sintomas depressivos. A fluoxetina (Figura 47), por sua vez, atua reduzindo a degradação do neurotransmissor serotonina.

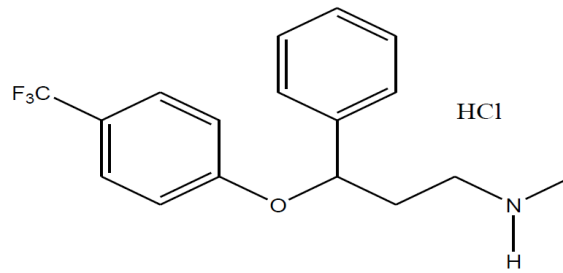


Figura 46 - Estrutura química da fluoxetina (Prozac). Fonte: Lima (2013)

4.3.1.4. O potencial de membrana em células não neuronais

Os eventos de mudança no potencial de membrana não são exclusivos de neurônios. Por exemplo, a liberação de insulina pelas células β do pâncreas.

A insulina é um hormônio proteico responsável por estimular as células a captarem glicose do sangue, isto é, diminuir a glicemia de um indivíduo. Esse hormônio é produzido nas células β das ilhotas pancreáticas e para ser liberado para o sangue é necessário que aumente a concentração de cálcio (Ca^{2+}) no meio intracelular. O Ca^{2+} funciona como um sinal para exportação de proteínas que estão armazenadas em vesículas dentro da célula, como é o caso da insulina nas células β . As figuras 48 e 49 mostram a sequência de eventos que leva a um aumento da concentração de Ca^{2+} dentro da célula e, com isso, à liberação de insulina para o sangue.

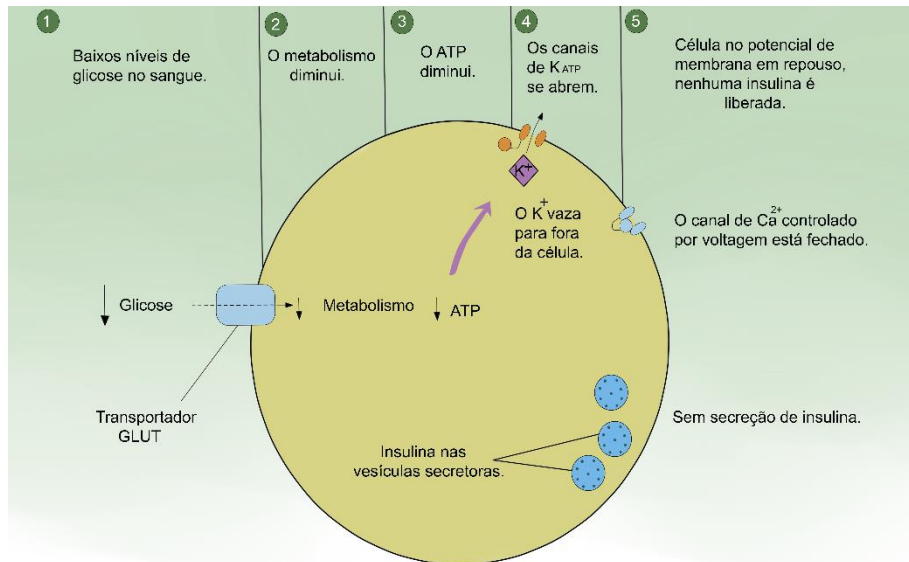


Figura A

Figura 47 - Como a mudança na permeabilidade iônica na membrana leva à liberação de insulina. Situação em que a insulina não é liberada. Adaptado de Silverthorn (2017).

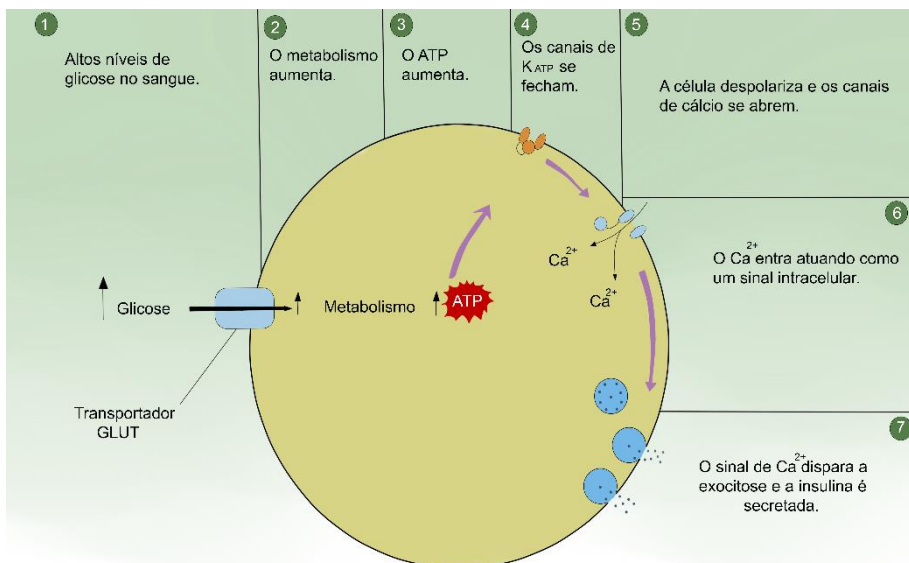


Figura B

Figura 48 - Como a mudança na permeabilidade iônica na membrana leva à liberação de insulina. Situação em que a insulina é liberada. Adaptado de Silverthorn (2017).

Como mostrado na figura a, existem dois canais na membrana das células β que são responsáveis pela liberação de insulina: o canal de K^+ controlado por ATP e o canal de Ca^{2+} controlado por voltagem. (Silverthorn, 2017) Quando os níveis de glicose no sangue estão baixos há menos entrada de glicose nas células β e, por isso, há menos metabolismo de glicose – é importante lembrar que o metabolismo de glicose produz ATP, como será estudado adiante nesse capítulo – e, com isso, menor produção de ATP. Com baixa concentração de ATP na célula, o canal de K^+ permanece aberto e o íon K^+ fica livre para sair da célula. No entanto, caso a concentração de glicose no sangue aumente, entrará glicose nas células β , haverá aumento do metabolismo de glicose e, com isso, aumento na concentração de ATP. Dessa forma, o ATP se liga ao canal de K^+ , fazendo-o fechar. Com isso, os íons K^+ se acumulam dentro da célula – lembre-se que a bomba de sódio e potássio continuamente manda K^+ para o meio intracelular. O aumento na concentração de íons K^+ despolariza a célula, modificando o potencial de membrana. Essa modificação na diferença de potencial faz com que os canais de cálcio controlados por voltagem se abram. Assim, os íons Ca^{2+} entram na célula e promovem a liberação de insulina para o sangue.

4.3.2. Respiração celular – como as células produzem energia?

Pedro é um estudante que decidiu iniciar uma vida *fitness*. Ele viu alguns vídeos no *Youtube* e descobriu que as necessidades energéticas diárias de um indivíduo são em média 2000 calorias (na verdade quilocalorias, *kcal*), podendo ser maiores em indivíduos que praticam atividades físicas regulares. A partir de então, ele criou o hábito de olhar os rótulos dos produtos alimentícios antes de comprá-los para saber quantas calorias aqueles alimentos possuem. Certa vez, em conversa com seu amigo João, Pedro foi questionado se ele sabia o que eram essas calorias. Ele logo respondeu que era uma medida da quantidade de energia que o alimento fornecia. Entretanto, João não estava convencido: “Como assim energia? De onde essa energia vem? Como essa energia é usada por nós? E afinal, por que caloria é o nome?”. Diante de tantos questionamentos, Pedro resolveu investigar melhor porque descobriu que também não sabia responder muitas daquelas perguntas.

O questionamento sobre de onde vem a energia que utilizamos para realizar diferentes trabalhos como contrair músculos, falar e pensar foi abordado em 1842 por Julius Robert von Mayer (Gontijo, 2020). Ele afirmou que a energia produzida dentro

do nosso organismo é proveniente da quebra dos alimentos, embora não tenha recebido reconhecimento da comunidade científica. Os alimentos são formados por diversos nutrientes, como carboidratos (os açúcares), as proteínas, as vitaminas, entre outros. Esses nutrientes são quebrados em partes menores no processo de digestão e entram na corrente sanguínea pelo intestino. Do sangue, esses nutrientes são enviados para as células que formam nossos órgãos. Um desses nutrientes armazena uma grande quantidade de energia em suas ligações químicas e, por isso, é usado como um verdadeiro combustível pelas células: o carboidrato. Quando esse nutriente entra nas células ele é “queimado” liberando a energia armazenada para que as células realizem suas atividades. A distribuição dos carboidratos para os diferentes órgãos acontece de acordo com as necessidades energéticas das células que constituem aquele órgão. A figura 50 mostra a produção de energia por diferentes órgãos do corpo quando estamos em repouso.

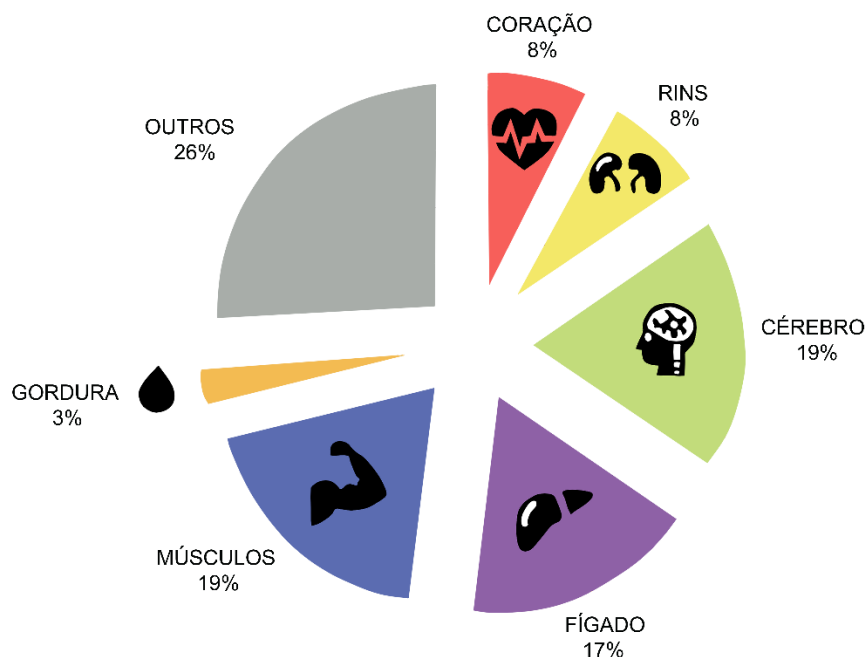


Figura 49 - Consumo energético por diferentes órgãos em repouso. Adaptado de <<https://souesportista.decathlon.com.br/o-que-e-gasto-energetico/>>. Acesso em 19 de Março de 2023

Podemos ver que a atividade cerebral é uma das que mais consome energia e por isso, grande parte dos carboidratos é direcionada para as células do cérebro – principalmente os neurônios. Então, à medida que você lê esse texto, as moléculas de glicose estão sendo oxidadas no interior dos seus neurônios para gerar a energia necessária para que você consiga realizar essa tarefa de leitura.

A quantidade de energia liberada é expressa em calorias. A caloria (cal), por sua vez, é uma medida de quantidade de energia térmica. Uma caloria é definida como a quantidade de energia necessária para aumentar em 1°C a temperatura de um grama de água. Entretanto, como a quantidade de energia liberada pelos carboidratos é muito grande em relação a uma caloria, utiliza-se a quilocaloria (*kcal*). Cada *kcal* equivale a 1000 *cal*. Dessa forma, quando alguém fala que um determinado alimento possui 300 calorias, ele na verdade, está dizendo que o alimento tem 300 000 calorias ou 300 *kcal*. Quanto maior o teor de açúcares de um alimento, mais *kcal* ele vai ter.

Portanto, os açúcares são usados como combustíveis que são oxidados pelas nossas células para produzirem a energia necessária para manter as nossas atividades vitais. Isso não é exclusivo dos seres humanos. Das plantas aos animais, os açúcares são usados como combustíveis para a produção de energia. A origem desse importante combustível biológico é a fotossíntese. Realizada principalmente pelas plantas e algas, esse processo utiliza a energia luminosa para transformar dióxido de carbono e água em açúcar e, como resíduo, ainda produz o gás oxigênio. Dessa forma, os animais dependem das plantas para sobreviverem, já que elas fornecem energia para herbívoros e esses para os carnívoros.

É muito comum ouvir as pessoas falarem que vão queimar calorias quando vão praticar algum tipo de exercício. Na verdade, o que elas vão queimar são carboidratos (e às vezes gorduras) para produção de energia (as calorias). Vamos analisar essa queima: uma grandeza importante quando se fala em combustão de um combustível é a variação de entalpia de combustão (ΔH_c) – que é a quantidade de energia liberada quando um mol daquele combustível é queimado. Para a glicose, o ΔH_c é -670 kcal. Isso significa que quando um mol de glicose (180 gramas) é queimado, são liberadas 670 kcal ou 670 000 calorias. Lembre-se que uma caloria aumenta em 1°C cada grama de água. Se essa energia fosse liberada diretamente dentro da célula, isso iria causar a *desnaturação das proteínas* essenciais para o funcionamento celular e levaria a célula à morte, sem contar

que toda a energia seria perdida na forma de aquecimento e não poderia ser aproveitada pela célula. Dessa forma, a queima de moléculas combustíveis (incluindo a glicose) dentro das células acontece em várias etapas muito eficientes, de forma que a energia é liberada *aos poucos* e pode ser armazenada para ser utilizada posteriormente nas atividades celulares. (Figura 451

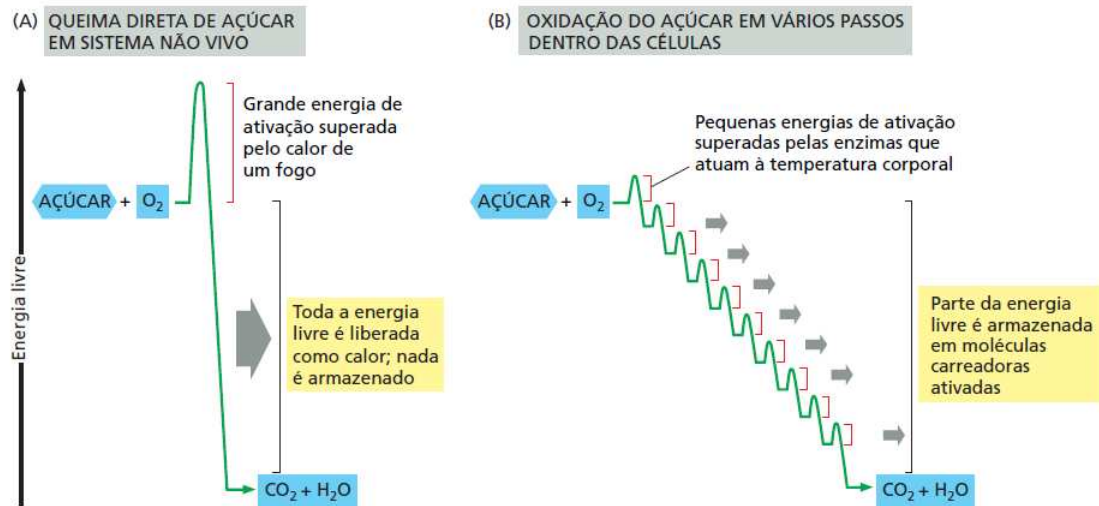


Figura 50 - Comparação entre a produção de energia por meio de uma combustão e através da oxidação por partes no processo de respiração celular. (Albertset *et al.*, 2006)

Grande parte das etapas da oxidação da glicose acontece dentro da *mitocôndria*, que funciona como uma *usina de geração de energia* para as células (figuras 52 e 53). Inclusive, a atividade de uma célula pode ser medida pela quantidade de mitocôndrias que ela tem. Por exemplo, células musculares de maratonistas apresentam mais mitocôndrias do que as de indivíduos sedentários.

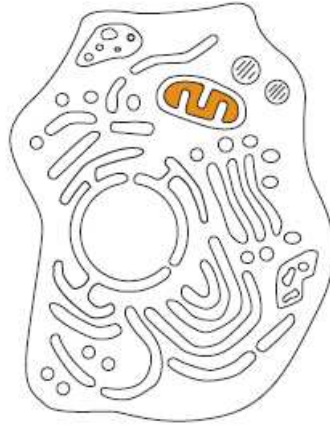


Figura 51 - Representação esquemática de uma mitocôndria dentro de uma célula.
(Albertset *al.*, 2006)



Figura 52 - Imagem de uma mitocôndria obtida por microscopia eletrônica. Fonte:
<<https://www.blogs.unicamp.br/hypercubic/2020/05/turbinando-celulas-com-mitochondrias/>>. Acesso em 06 de Março de 2023

O conhecimento de como as etapas da oxidação da glicose acontecem no interior das células intrigou os bioquímicos no início do século XX. O bioquímico Hans Adolf Krebs elucidou grande parte das etapas que acontecem com a glicose durante a sua oxidação.

Em maior profundidade, ele e outros cientistas mostraram que esse processo, agora chamado ciclo de Krebs, opera em todo tipo de animal e planta do planeta, de seres humanos até bactérias unicelulares. As moléculas, os passos químicos, são os mesmos. Até as plantas, cuja absorção inicial de energia é luz, e não comida, produzem moléculas orgânicas para sua energia armazenada. Evidentemente, o ciclo de Krebs é o principal mecanismo de

liberação de energia em todos os seres vivos, e sua universalidade oferece um forte argumento de que toda a vida do planeta teve um início em comum. O ciclo de Krebs, como o DNA, é um hieróglifo antigo da vida. (Lightman, 2015)

Embora Krebs tenha elucidado grande parte das etapas da oxidação da glicose, foi Lavoisier, no final do século XVII, que iniciou a discussão sobre a transformação dos nutrientes – em especial a glicose - ao serem usados pelas células para gerarem energia. Ele chamou de respiração celular o processo de obtenção de energia por meio da quebra desses nutrientes com consumo de oxigênio. De acordo com Voet, Voet e Prat (2013, p. 823) “Lavoisier havia, nessa época, demonstrado que animais vivos consomem oxigênio e produzem dióxido de carbono.”

Mas foi Krebs quem elucidou as etapas do que chamou de *ciclo do ácido cítrico* estudando o músculo de voo de pombos. As células musculares apresentam uma elevada taxa metabólica e, por isso, foram usadas nos experimentos de Krebs. Ele descobriu que a adição de algumas substâncias, como ácido cítrico, aumenta o consumo de oxigênio das células do músculo de pombos. Ou seja, o aumento da concentração dessas substâncias acelera a oxidação de alimentos pelas células. Lembre-se que o aumento de concentração de uma substância que faz parte de uma reação química aumenta, geralmente, a velocidade dessa reação. Repetindo o experimento com outras substâncias, ele descobriu a sequência de reações que acontecem durante a oxidação dos alimentos dentro das mitocôndrias (Figura 50).

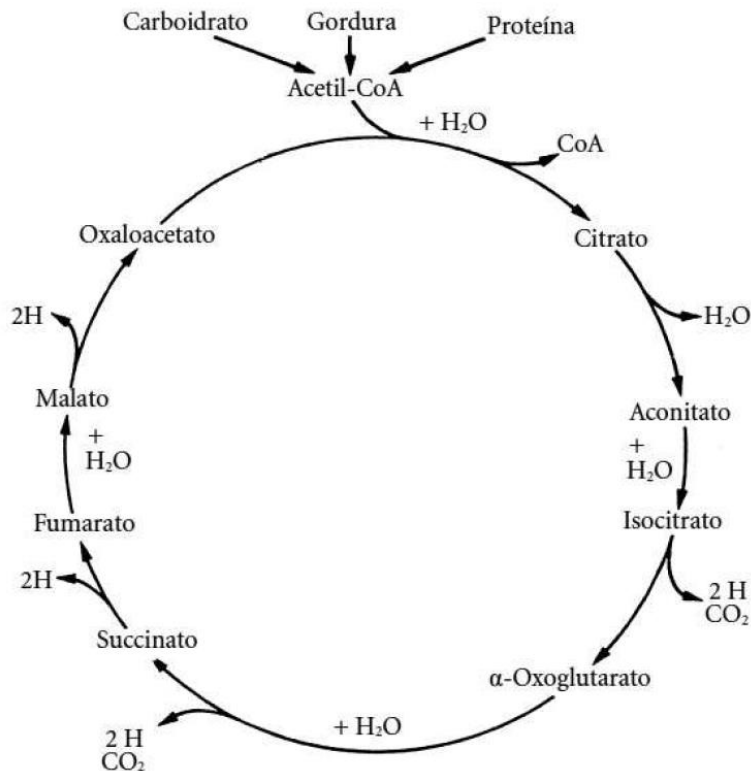


Figura 53 - As etapas do ciclo do ácido cítrico, elucidadas por Krebs. (Lightman, 2015)

Como mostra a figura 54, o ciclo do ácido cítrico começa com o ácido cítrico e termina no oxaloacetato. Cada vez que esse ciclo acontece, ocorrem oxidações e descarboxilações (perda de carbono na forma de dióxido de carbono – CO_2). A maior parte do CO_2 que expiramos vem da oxidação dos alimentos que ingerimos e são metabolizados através dos processos do ciclo de Krebs. Então, de forma bem simplista, podemos pensar que inspiramos O_2 para que os alimentos sejam oxidados no ciclo de Krebs e se transformem em energia e CO_2 .

Krebs sabia que para regenerar o ácido cítrico seria necessária uma molécula para se combinar com o oxaloacetato. Ele sabia que essa molécula era proveniente dos alimentos, mas não conhecia sua natureza. Essa informação foi descoberta posteriormente unindo algumas informações que já eram de conhecimento da comunidade científica e outras que foram descobertas:

- Sabia-se que uma molécula de glicose deveria ser quebrada em duas moléculas de piruvato antes de entrar na mitocôndria para ser completamente oxidada.

- Em 1952, Fritz Albert Lipmann descobriu que o piruvato interage com uma enzima, perde um carbono na forma de CO_2 e se combina com uma molécula chamada coenzima A, gerando uma molécula que entra na mitocôndria e se combina com o oxaloacetato e água para formar o ácido cítrico. (ver Figura 54)

Com base nessas informações, descobriu-se que o acetil coenzima A (acetil CoA) é a molécula na qual a glicose deve ser transformada para que seja iniciada sua oxidação no interior da mitocôndria. Na verdade, tanto proteínas quanto gorduras são quebradas até acetil CoA e, dessa forma, entram no ciclo do ácido cítrico, onde são oxidados. Portanto, gorduras e proteínas também podem ser usados como fontes de energia, embora a fonte primária de energia seja os carboidratos.

Assim, quando a glicose sai do sangue e entra nas células, sua oxidação ou **respiração celular**, acontece em duas etapas até então: a **glicólise** que corresponde à quebra inicial da glicose em duas moléculas de piruvato. Essa etapa acontece no citoplasma. Em seguida, há o **ciclo do ácido cítrico**, que ocorre no interior das mitocôndrias.

A energia que é liberada nesse processo é armazenada em uma molécula denominada *Trifosfato de Adenosina*, do inglês **AdenosineTriPhosphate (ATP)**. O ATP funciona como um armazenador de energia ou uma moeda energética que é usado sempre que a célula necessita de energia para realizar algum processo ou reação química não espontâneos. A hidrólise do ATP libera energia para a realização desses processos. Essa energia é liberada de maneira rápida e sem a necessidade de várias etapas de reações e, por isso, o ATP é a forma de armazenamento energético usado pelos seres vivos. Por exemplo, para o músculo contrair é necessário ATP. Então, quando um indivíduo vai à academia fazer musculação e utiliza um *pré-treino* feito de maltodextrina (glicose), as células musculares oxidam a glicose durante a respiração celular (ou fermentação, como veremos adiante) e produzem ATP, cuja hidrólise libera a energia necessária para promover as contrações musculares durante a atividade física.

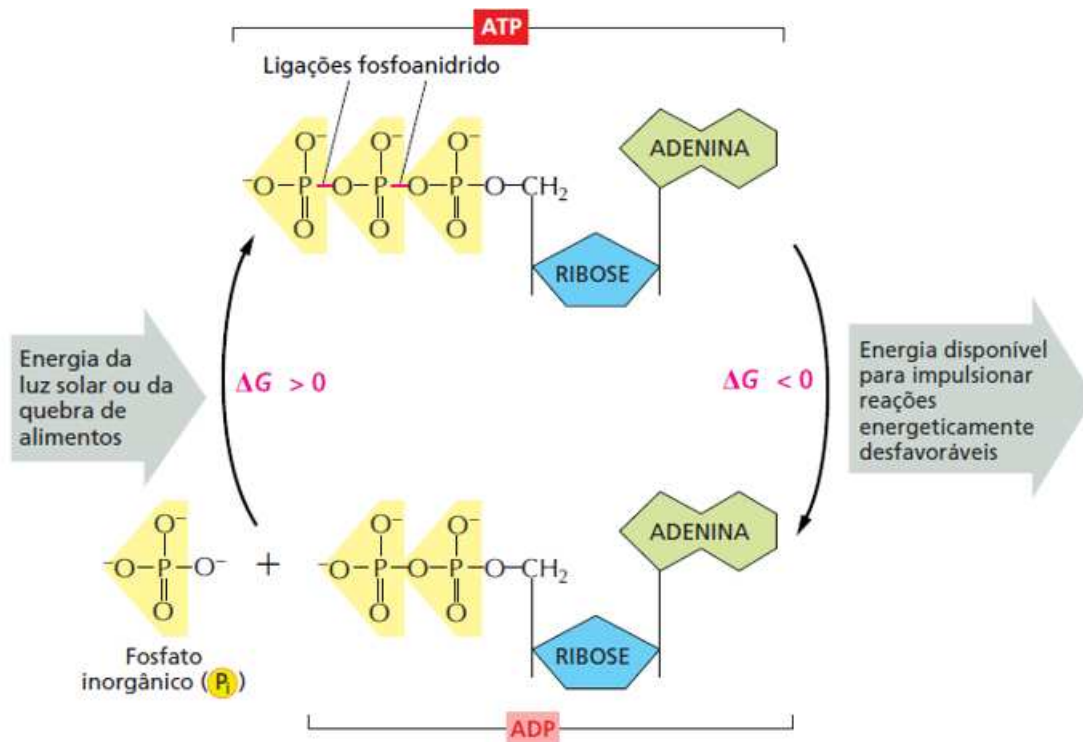


Figura 54 - A produção do ATP necessita de energia para unir ADP e Pi. Essa energia vem da quebra de alimentos na respiração celular ou da fotossíntese. A hidrólise do ATP, por sua vez, libera energia para impulsionar processos não espontâneos dentro das células. Adaptado de Alberts *et al.*, 2006

Como vimos, a extração da energia da glicose acontece por meio da oxidação dessa molécula. Essa oxidação pode ser completa – resultando na produção de CO₂ – ou incompleta. A oxidação completa acontece durante a respiração celular. No entanto, quando a oxidação é incompleta, o processo é denominado fermentação. O quadro a seguir mostra as diferenças entre esses processos.

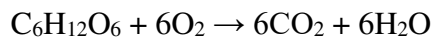
Quadro 6 - Comparação entre os processos respiratório e fermentativo (formas de oxidação da glicose).

| Processo | Respiração | Fermentação |
|-----------------------------|------------------------------------|---------------|
| Tipo de oxidação | Completa | Incompleta |
| Moléculas de ATP produzidas | ~32 | 2 |
| Local de ocorrência | Mitocôndria | Citoplasma |
| Produtos | CO ₂ e H ₂ O | Ácido lático* |

*O ácido lático é formado em células humanas, mas existem outras formas de fermentação em outros organismos que resultam na formação de outros produtos.

O quadro 7 mostra que a respiração celular é muito mais eficiente do que a fermentação. Isso porque a oxidação completa libera muito mais energia do que a incompleta. Entretanto, para a ocorrência de uma oxidação completa no interior das células é preciso oxigênio. Na ausência de oxigênio, a rota de produção de energia pelas células é a fermentação. Inclusive, durante uma atividade física de alta intensidade, pode não chegar oxigênio suficiente para as células musculares e, por isso, elas passam a produzir ATP por meio de fermentação, uma rota que promove a regeneração de moléculas de NAD⁺ pela redução do piruvato, de forma a manter a produção de ATP pela rota glicolítica. Isso faz com que se acumule ácido láctico no interior dessas células. Essa é a causa das câimbras.

A respiração celular pode ser representada pela equação química a seguir:



Nessa equação, C₆H₁₂O₆ é a fórmula molecular que representa a glicose. É importante destacar que existem vários isômeros da glicose, ou seja, moléculas que apresentam a mesma fórmula molecular. Algumas delas não são capazes de serem metabolizadas pelos seres humanos e, inclusive, não apresentam sabor doce.

Você já parou para pensar sobre *para que serve o oxigênio que você respira*? Ele é usado para que a energia da glicose seja extraída durante a respiração celular. Nesse processo, a glicose perde elétrons e o oxigênio os recebe. Por isso, a oxidação da glicose pode ser comparada ao funcionamento de uma pilha, na qual a corrente elétrica não é usada para ligar um aparelho ou acender uma lâmpada, mas para produzir ATP.

A oxidação da glicose acontece em uma série de várias reações, como vimos anteriormente. Entretanto, como também já mencionado, outros nutrientes podem ser oxidados para a obtenção de energia, como proteínas e gorduras. Independentemente do que seja utilizado pelas células para a produção de energia, acontece oxidação e direcionamento de elétrons para o oxigênio. Todos os nutrientes oxidados transferem elétrons para os **aceptores intermediários** – substâncias responsáveis por levar elétrons até a cadeia respiratória, localizada na membrana interna da mitocôndria (Figuras 56 e 57). Da cadeia respiratória, os elétrons finalmente são encaminhados para o oxigênio. É lá que a energia elétrica é usada para produzir ATP. Isso porque na cadeia respiratória

existe uma enzima chamada ATP sintase, capaz de usar a energia elétrica para produzir ATP, como veremos adiante. Os aceptores intermediários são:

- Nicotinamida Adenina Dinucleotídeo (NAD^+)
- Flavina Adenina Dinucleotídeo (FAD)

O NAD^+ recebe elétrons juntamente com um hidrogênio (na forma de íon hidreto (H^-), como mostra a figura. O íon hidreto é o hidrogênio com dois elétrons. Dessa forma, cada NAD^+ é capaz de transportar dois elétrons.

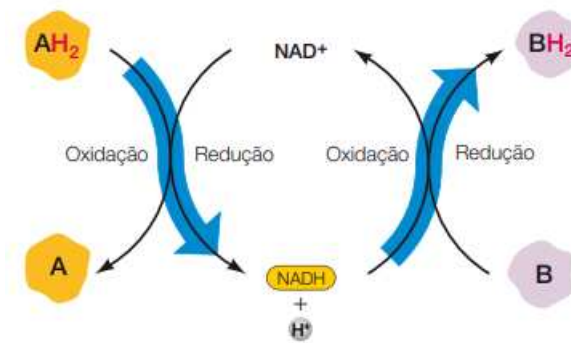


Figura 55 - Atuação da espécie NAD^+ como aceitador intermediário de elétrons.

Adaptado de Sadava *et al.* (2009)

O FAD, por sua vez, recebe elétrons juntamente com dois átomos de hidrogênio. Cada átomo de hidrogênio carrega consigo um elétron. Com isso, o FAD também carrega dois elétrons.

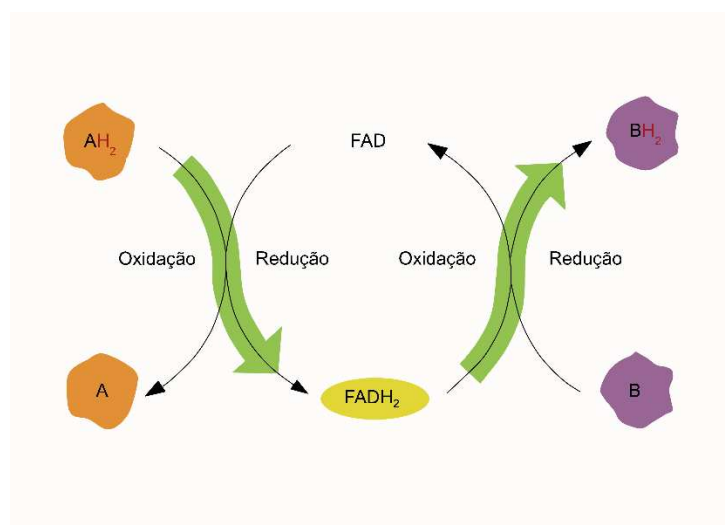
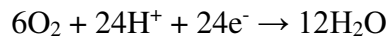
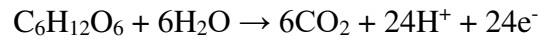


Figura 56 - Atuação da espécie FAD como aceitador intermediário de elétrons. Adaptado de Sadava *et al.* (2009).

Para evidenciar a produção de energia por meio de processos de oxidação da glicose, podemos comparar a respiração com uma célula galvânica com eletrodos nos quais ocorrem as seguintes semi-reações:



em que os aceptores intermediários NAD^+ e FAD atuam como “fios metálicos” que conduzem os elétrons do ânodo para o cátodo. A energia liberada durante a passagem dos elétrons de um eletrodo para o outro é usada para produzir ATP. Essa analogia está representada na figura 58.

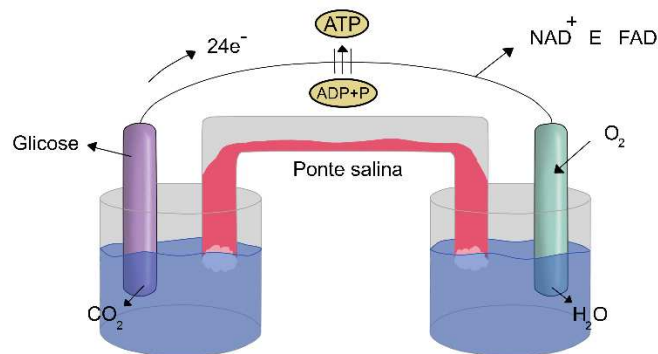


Figura 57 - A geração de energia na forma de ATP por meio da oxidação de glicose pode ser comparada a uma célula galvânica. Fonte: o autor.

Antes, dizemos que poderíamos dividir a respiração em glicólise e ciclo de Krebs. Entretanto, existe mais uma etapa: a cadeia respiratória. A maior parte dos elétrons dos alimentos é retirada pelo NAD^+ e FAD durante o ciclo de Krebs. Esses elétrons são entregues ao oxigênio quando passam pela cadeia respiratória – uma série de proteínas presentes na membrana interna da mitocôndria. (Figura 59)

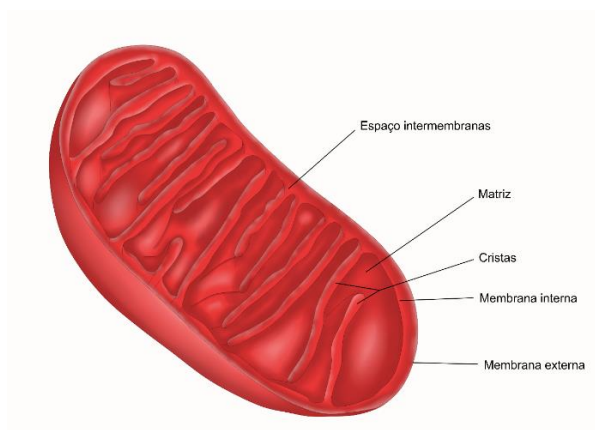
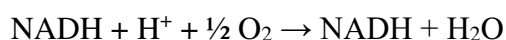
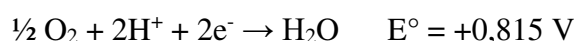


Figura 58 - Representação esquemática da estrutura de uma mitocôndria. A cadeia respiratória é localizada na membrana interna. Fonte: o autor.

Os elétrons retirados da glicose e armazenados nas moléculas de NADH e FADH₂ são transferidos indiretamente para o oxigênio através da cadeia transportadora de elétrons. A energia liberada nesse processo é usada para produzir ATP por um processo conhecido como fosforilação oxidativa.

Para ilustrar que o processo oxidativo pode ser usado para produzir ATP, vamos considerar as semi-equações de redução do NAD⁺ e do O₂, assim como a equação global obtida pela subtração dessas semi-equações.



Como vimos anteriormente (eq. 2), diferença de potencial elétrico para uma reação de oxirredução pode ser calculada como

$$(eq. 12) \quad E^\circ = E^\circ(\text{aceptor de e}^-) - E^\circ(\text{doador de e}^-).$$

Na reação entre o NADH e o O₂ o NADH perde elétrons para o O₂. Dessa forma, a diferença de potencial elétrico é

$$E^\circ = (+0,815) - (-0,315) = + 1,130 \text{ V}.$$

O potencial padrão não nos fornece informações para determinar a espontaneidade do processo, apenas nos fornece ideias acerca da composição no estado de equilíbrio, o que não é o caso. Para fazer inferências em relação à espontaneidade, devemos recorrer à equação de Nernst para analisar o potencial elétrico global do processo. Utilizando como base a equação global da transferência de elétrons do NADH para o O₂, a equação de Nernst é escrita como:

$$(eq. 13) \quad E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[NAD^+]}{[NADH][H^+][O_2]}$$

No interior das mitocôndrias, a concentração de NADH é superior à de NAD⁺, uma vez que a regeneração da forma oxidada desse acceptor intermediário só ocorre após a reação com o oxigênio por meio da cadeia transportadora de elétrons. Assim, as concentrações de produtos (NADH, H⁺ e O₂) superam a concentração do reagente (NAD⁺). Dessa forma, o quociente reacional (Q) é menor que 1. Isso faz com que o operador logarítmico forneça um resultado negativo e, portanto, o potencial global do processo (E) será positivo. Como a espontaneidade é determinada pela variação da energia livre de Gibbs (ΔG) (eq. 14), um valor positivo de potencial global gera um valor negativo de energia livre, o que caracteriza o processo como sendo espontâneo (quadro 8).

$$(eq. 14) \quad \Delta G = - nFE,$$

em que ΔG é a variação da energia livre, n é o número de elétrons trocado, F é a constante de Faraday e E é o potencial global do processo.

Quadro 7 - Relações entre o valor de ΔG e a característica do processo em termos de espontaneidade.

| Valor de ΔG | Característica do processo |
|-------------|----------------------------|
| >0 | Não espontâneo |
| =0 | Em equilíbrio |
| <0 | Espontâneo |

A cadeia transportadora de elétrons é constituída por uma série de complexos de proteínas (e um componente não proteico – a ubiquinona) presentes na membrana interna da mitocôndria (ver figura 60). Os elétrons são transferidos dos aceptores intermediários NAD⁺ e FAD (na forma de NADH e FADH₂) para essas proteínas e

delas para o O_2 que - por ser o último a receber elétrons - é denominado aceptor final de elétrons.

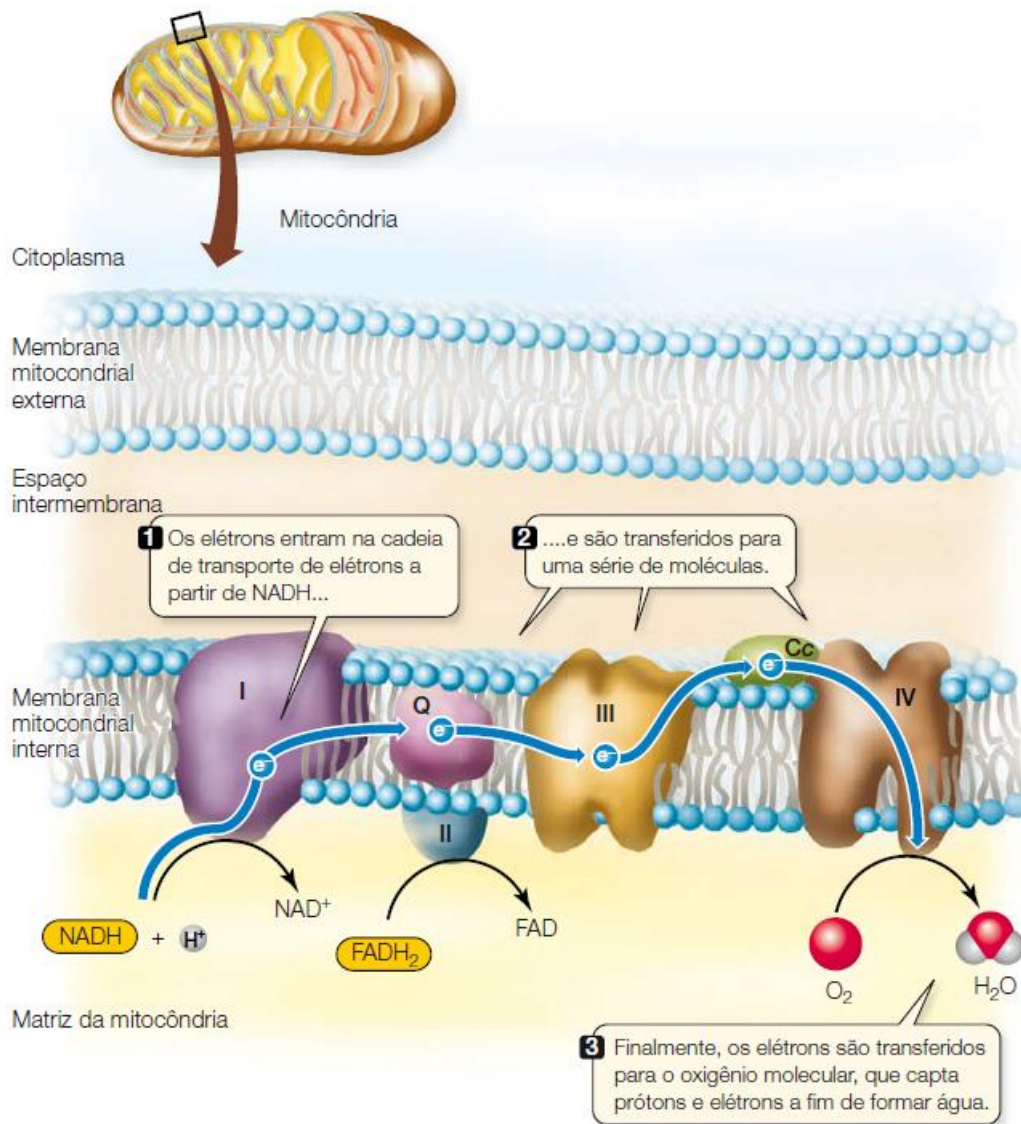


Figura 59 - Esquema representativo da cadeia transportadora de elétrons nas mitocôndrias. Fonte: Sadava *et al.* (2009).

A figura mostra que os elétrons são transferidos de um componente da cadeia para o outro até chegarem ao O_2 . Essa transferência acontece da espécie com menor potencial de redução para a de maior, como está mostrado na figura 60.

- O NADH entrega seus elétrons ao complexo I e desse complexo os elétrons são transferidos para os demais componentes até chegarem ao O_2 ;

- O FADH_2 entrega seus elétrons ao complexo II e desse complexo os elétrons são transferidos para os demais componentes até chegarem ao O_2 .

Alguns inibidores atuam impedindo que os complexos proteicos da cadeia transportadora de elétrons sejam reduzidos e, dessa forma, impedem a continuidade da respiração celular. Muitos deles, inclusive são usados como venenos por isso, já que com o bloqueio da cadeia respiratória não há produção de energia suficiente para manter os processos biológicos.

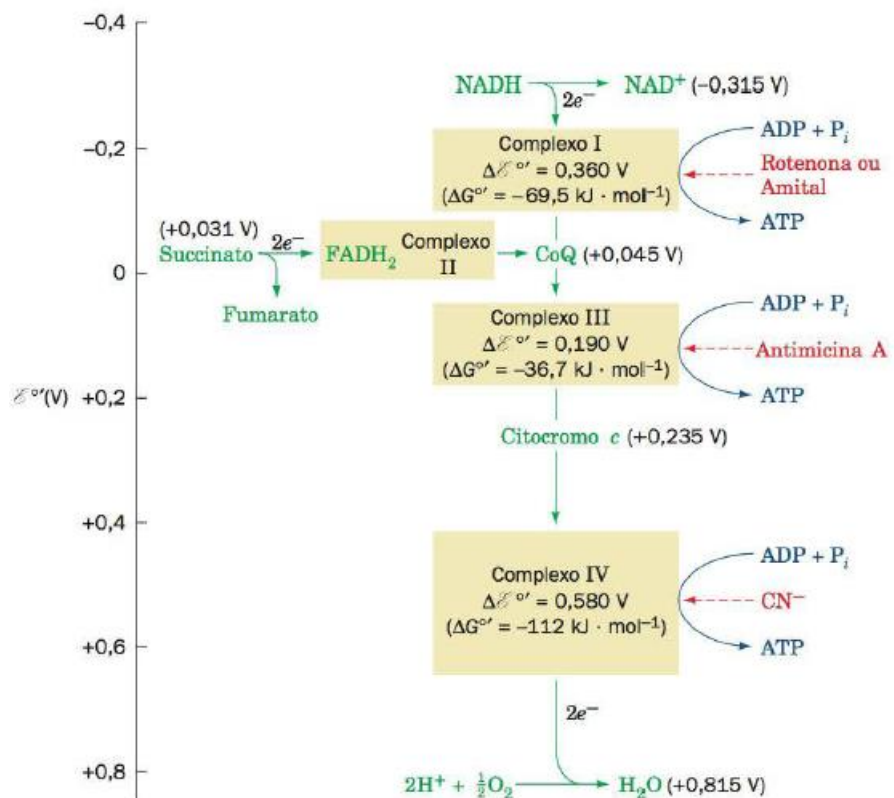


Figura 60 - O diagrama mostra o gradiente de potencial de redução existente no transporte de elétrons na cadeia transportadora de elétrons. Os inibidores são mostrados de vermelho. (Voet, Voet e Prat, 2013)

A atividade a seguir mostra como o número de complexos proteicos da cadeia transportadora de elétrons foi determinado através do uso de inibidores. É interessante utilizar a figura 61 como base para a discussão dos experimentos com os alunos.

4.3.3. A fotossíntese

Os recifes de coral estão em perigo!

Em 2003 foi lançada a animação “Procurando Nemo”, mostrando ao público um vibrante e colorido mundo subaquático. No enredo, Nemo, um *peixe palhaço*, embarca em uma aventura para encontrar seu pai, que foi capturado por um mergulhador e colocado em um aquário. Ao longo de sua jornada, Nemo encontra diversas criaturas marinhas e, muitas vezes, elas aparecem em recifes de corais. Embora seja uma animação, a importância dos recifes para a vida marinha é realidade.

Os recifes de corais são compostos por organismos conhecidos como cnidários que apresentam uma estrutura calcária rígida, dentro da qual diversas algas fotossintetizantes vivem, conferindo cores variadas aos corais.

Os corais servem de abrigo para diversos organismos aquáticos, como peixes, crustáceos, moluscos e equinodermos. Além disso, muitos desses animais se reproduzem exclusivamente nesses locais. Assim, esses organismos se relacionam com os recifes de corais de forma mutualística, um tipo de associação ecológica em que todos os envolvidos são beneficiados. Por essas e outras razões, os recifes de corais são considerados um dos ecossistemas mais ricos do planeta.

As algas são essenciais nesses ecossistemas e a função delas vai além de tornar os recifes de corais sistemas com cores fascinantes. Elas realizam o fenômeno da **fotossíntese**, processo pelo qual transformam o dióxido de carbono e água em açúcar e gás oxigênio. O açúcar produzido serve de alimento para os cnidários do recife de coral, mantendo-os vivos. Além disso, o oxigênio produzido é utilizado pelos organismos aquáticos na respiração.

Um fenômeno grave tem afetado os recifes de corais, fazendo com que eles percam as suas cores. Ora, se os recifes estão perdendo suas cores, isso significa que estão perdendo as algas associadas a eles. Esse fenômeno é denominado branqueamento e é causado por fatores como a acidificação dos oceanos e o aumento de suas temperaturas como ilustram as figuras 62 e 58.



Figura 61 - Recifes de corais são ecossistemas com elevada biodiversidade. Fonte: Disponível em <<https://canaltech.com.br/meio-ambiente/maioria-das-especies-de-corais-do-mundo-deve-morrer-com-o-aquecimento-global-208204/>>. Acesso em 04 de Junho de 2023



Figura 62 - Recife de coral após sofrer branqueamento. Fonte: Disponível em <<https://canaltech.com.br/meio-ambiente/maioria-das-especies-de-corais-do-mundo-deve-morrer-com-o-aquecimento-global-208204/>>. Acesso em 04 de Junho de 2023

As cores vibrantes das algas que constituem os recifes de corais se devem a diversos pigmentos existentes no interior das células dessas algas. Assim como as algas, as plantas também apresentam esses pigmentos e eles estão relacionados ao fenômeno da fotossíntese que também é realizado por elas (embora a maior parte da fotossíntese do planeta seja realizada pelas algas). O pigmento mais importante para a fotossíntese é a **clorofila**, um pigmento verde que, no interior das células vegetais, se encontra dentro de uma organela citoplasmática denominada **cloroplasto**. A clorofila é capaz de absorver a energia de alguns fótons da luz e utilizar essa energia para a produção de açúcar. A figura 64 mostra a localização dos cloroplastos no interior de células de uma folha de uma planta.

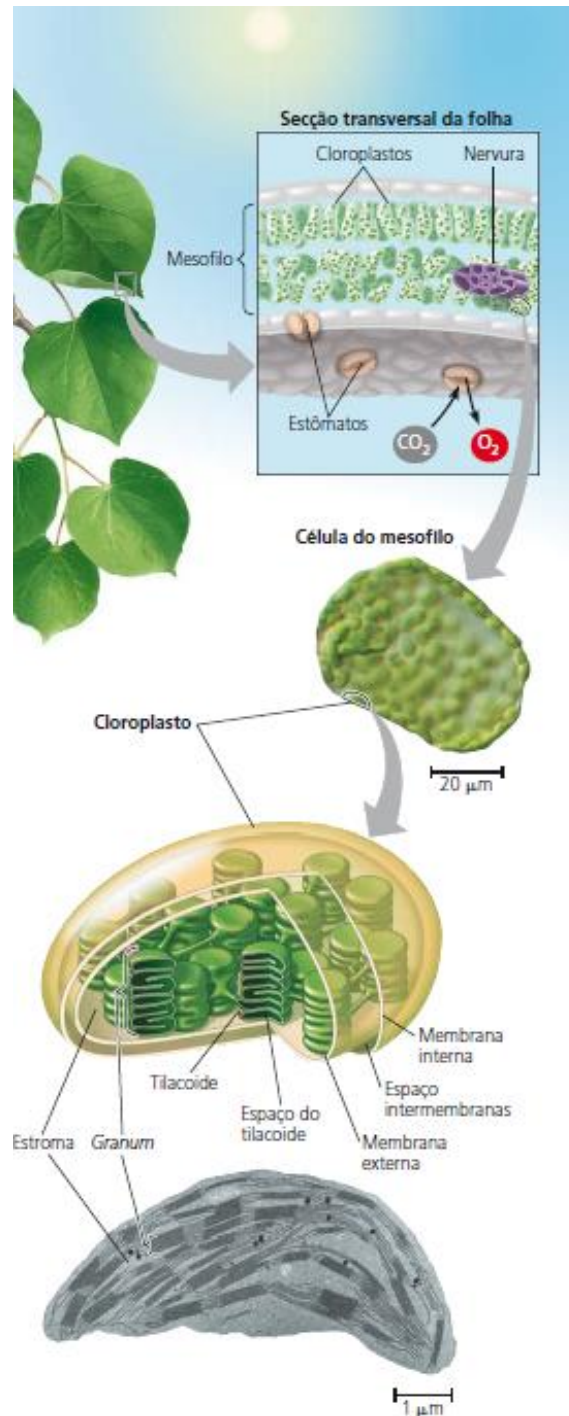


Figura 63 - As clorofilas, principais pigmentos responsáveis pela fotossíntese, estão localizadas no interior de cloroplastos. (Campbell *et al.*, 2017)

As plantas, as algas e algumas bactérias capazes de realizar o fenômeno da fotossíntese são chamados de organismos fotoautotróficos. *Foto* significa “luz”, *auto* se refere a “por contra própria” e *trófico* está associado à “nutrição”. Dessa forma, esses organismos são capazes de usar a luz para produzir substâncias químicas que irão

funcionar como alimento para eles. Moléculas que funcionam como fonte de energia são chamadas moléculas combustíveis. Organismos que não as produzem devem buscá-la em outros que produzem. Assim, a matéria orgânica é feita por organismos fotossintetizantes e é transmitida ao longo das cadeias alimentares para os demais seres não fotossintetizantes.

Os combustíveis fósseis são aqueles formados pela transformação da matéria orgânica armazenada por organismos que viveram milhões de anos atrás. Então, em última análise, quando eles são queimados, liberam a energia que veio da luz incidente na Terra num passado remoto.

A fotossíntese começa com a captação de luz pelos pigmentos fotossintéticos, em especial pela clorofila. A luz é um tipo de onda eletromagnética, constituída por campos elétricos e magnéticos perpendiculares oscilando no espaço, conforme mostra a figura 65.

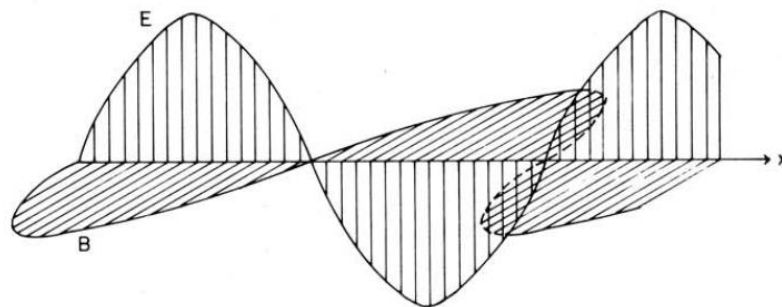


Figura 64 - Representação de uma onda eletromagnética. B é o componente do campo magnético e E é o componente do campo elétrico. Fonte: Bering (1985).

As ondas eletromagnéticas apresentam duas propriedades que estão relacionadas com a energia que possuem: o comprimento de onda (λ), que corresponde à distância entre dois “picos”, e a frequência (ν) que representa o número de picos que passam por um determinado ponto em um período. Cada cor do espectro da luz visível tem um comprimento de onda associada a ela, conforme mostra a figura 66.

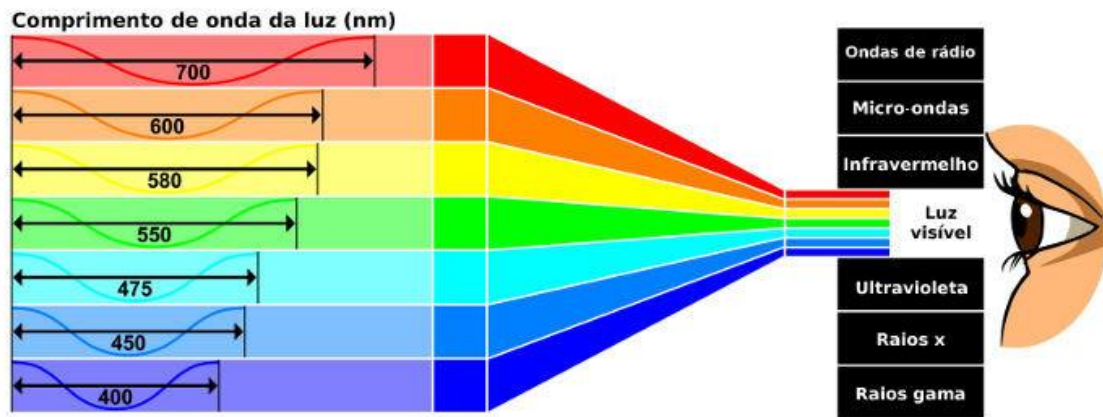


Figura 65 - Luzes de cores diferentes apresentam comprimentos de onda diferentes. Disponível em <<https://brasilecola.uol.com.br/fisica/espectro-eletromagnetico.htm>>.

Acesso em 04 de Junho de 2023

O comprimento de onda (λ), a velocidade da luz (c) e a energia (E) associada a uma onda eletromagnética, como a luz, estão relacionados pela equação a seguir:

$$(eq. 15) \quad E = h \frac{c}{\lambda}, \text{ em que } h \text{ é uma constante (constante de Planck)}$$

A equação mostra que quanto menor o comprimento de onda, maior é a energia da onda. Considerando o espectro da luz visível mostrado na figura, o vermelho é a luz de menor energia e o violeta é a luz de maior energia. O fato de a luz ter energia pode ser facilmente quando se sai com uma camiseta preta em um dia ensolarado e depois sair com uma camiseta branca. A camiseta preta absorve luz de todos os comprimentos de onda, enquanto a branca não absorve nenhum. Nesse experimento, você irá constatar que a camiseta preta esquenta mais que a branca. A energia luminosa é transformada em aumento de temperatura e isso faz você ter a sensação de aquecimento.

Sabe-se que moléculas, assim como os átomos, ao receberem energia certos tipos de energia, têm seus elétrons excitados para estados de maior energia. Se a energia for grande o suficiente, esses elétrons podem até sair das moléculas ou átomos de origem. Dessa forma, ondas eletromagnéticas de comprimentos de onda muito pequenos são extremamente perigosas, uma vez que podem promover a oxidação e formação de radicais que são letais para as células por serem capazes de promover mutações que

podem, inclusive, levar ao câncer. Essas ondas são genericamente chamadas de radiação ionizante. Radiação Ultravioleta, raios X e raios gama entram nessa categoria.

As moléculas não absorvem qualquer tipo de luz e somente radiações de determinados comprimentos de onda são absorvidos dependendo do tipo de molécula, isso porque o fóton absorvido deve ter exatamente a energia correspondente à diferença entre dois estados energéticos eletrônicos, que varia entre átomos e moléculas (ver figura 67). A clorofila, por exemplo, absorve luz azul e vermelha, mas reflete a verde. Aliás, é por isso que as folhas são verdes (Figura 68).

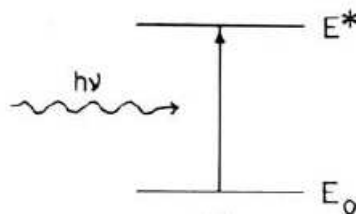


Figura 66 - O fóton (representado por $h\nu$) é absorvido se tiver energia correspondente à diferença de energia entre os estados E^* e E_0 . (Adaptado de Bering, 1985)

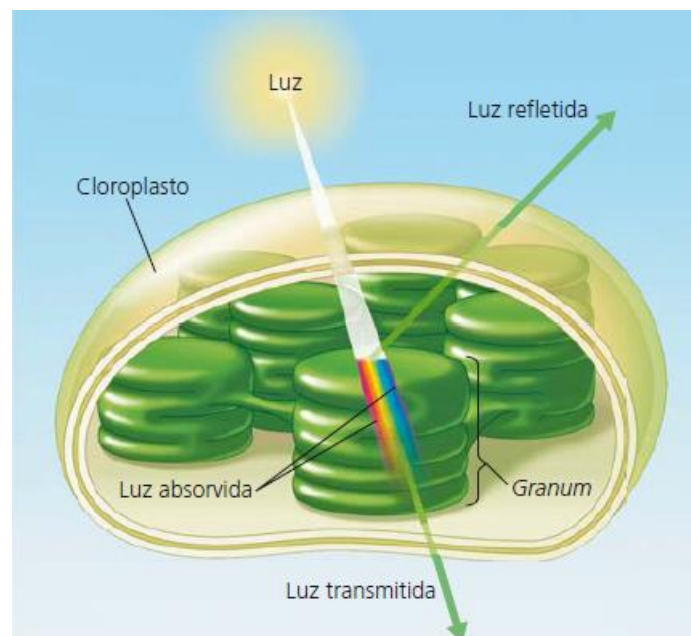


Figura 67 - A clorofila absorve principalmente as luzes azul e vermelha, refletindo a luz verde que chega aos nossos olhos. (Campbell *et al.*, 2017)

Um experimento foi feito para determinar quais eram os tipos de luz que eram absorvidos preferencialmente pela clorofila. O botânico alemão Theodor W. Engelmann em 1883 utilizou uma alga filamentosa (*Spirogyrasp*) e a expôs luz de diferentes comprimentos de onda em regiões diferentes do seu corpo. Essas luzes foram geradas incidindo a luz branca em um prisma que a decompõe nas cores primárias. Engelmann observou que bactérias aeróbias (dependentes de oxigênio) migravam para diferentes partes do corpo da alga (Taiz *et al.*, 2017). Onde havia maior produção de oxigênio, ocorria maior taxa de fotossíntese, mostrando que naquela região a alga absorvia mais luz. A figura 69 ilustra o experimento.

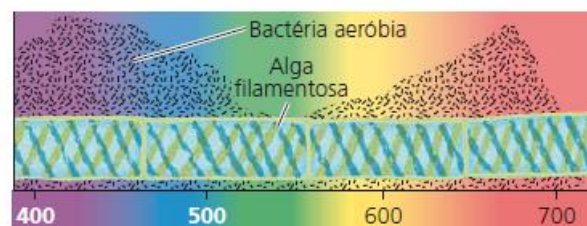


Figura 68 - Experimento de Engelmann. O eixo x mostra os comprimentos de onda da luz recebida por diferentes segmentos do corpo da alga. Onde há maior concentração de bactérias, há maior absorção de luz. (Campbell *et al.*, 2017)

Diferentes pigmentos podem aumentar a absorção de luz, já que cada um absorve comprimentos de onda diferentes, otimizando o processo fotossintético. No cloroplasto existem pigmentos acessórios, que absorvem luz e transferem a energia para moléculas capazes de utilizar a energia para iniciar a fotossíntese - clorofilas. A figura 70 mostra o espectro de absorção de alguns desses pigmentos.

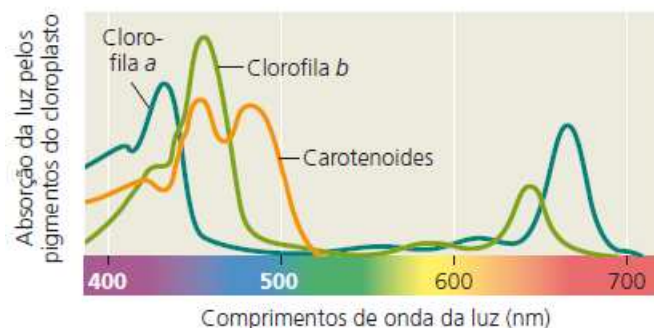


Figura 69 - Espectro de absorção de diferentes pigmentos existentes no cloroplasto. Existem outros pigmentos não mostrados que podem existir em função da espécie de planta/alga. (Campbell *et al.*, 2017)

A diferença no espectro de absorção de diferentes pigmentos fotossintéticos reside na diferença de estrutura química existente entre eles. A figura 71 mostra a pequena diferença estrutural entre as clorofilas *a* e *b* que é responsável pela diferença na absorção de luz desses pigmentos.

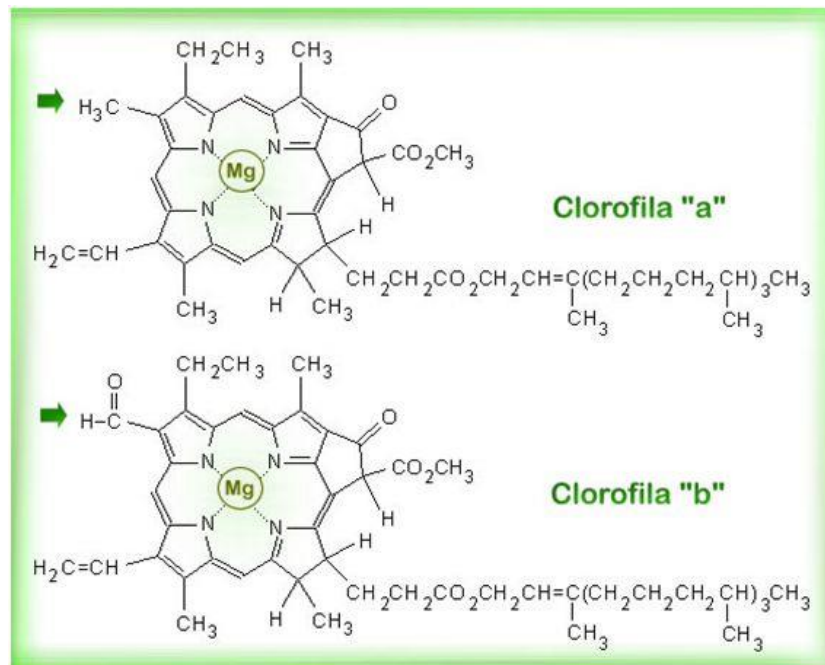


Figura 70 - As setas mostram a diferença estrutural entre as clorofilas *a* e *b*. Disponível em <<https://www.infoescola.com/plantas/clorofila/>>. Acesso em 05 de Junho de 2023

É interessante destacar que as moléculas de clorofila apresentam o íon magnésio em suas constituições. A falta desse nutriente mineral no solo pode comprometer a produção de clorofila e, com isso, a realização de fotossíntese por parte das plantas. Você consegue inferir o que pode acontecer com a qualidade dos frutos provenientes de árvores cultivadas em solos pobres em magnésio?

Outro fato interessante associado aos pigmentos vegetais é que um carotenoide, o β -caroteno – encontrado em cenouras, por exemplo – é precursor da vitamina A, uma substância que é fundamental para a produção de um importante componente da nossa retina – a rodopsina. Esse pigmento visual é responsável pela visão em condições de pouca luminosidade. Aliás, a deficiência de vitamina A causa uma condição denominada cegueira noturna.

Quando uma molécula absorve energia proveniente de luz visível ou UV, os elétrons são promovidos a níveis eletrônicos de maiores energias. Como tudo o que sobe tem que descer, as moléculas devem perder a energia adquirida e isso pode acontecer de algumas formas:

- a energia pode ser transformada em energia de movimento das moléculas vizinhas, gerando agitação térmica – fenômeno conhecido como **conversão interna**.
- O fenômeno da fluorescência acontece quando o elétron excitado ocupante de um orbital molecular de maior energia retorna para o orbital molecular de menor energia sem alteração no número quântico de spin, com emissão de um fóton (Figura 73). Esse fenômeno corresponde à dissipação de apenas 3 a 6% da energia luminosa absorvida por plantas vivas (Voet, Voet e Prat, 2013), sendo a maior parte da energia absorvida dissipada na promoção de reações fotoquímicas de oxirredução. Quando as clorofilas estão em solução, no entanto, a fluorescência pode ser observada.

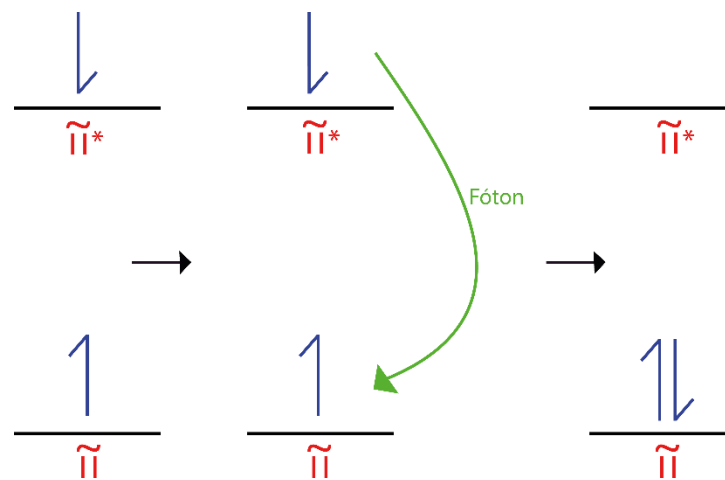


Figura 71 - Representação esquemática da transição eletrônica responsável pelo fenômeno da fluorescência. Quando um elétron excitado retorna para seu orbital original sem alteração no número quântico de spin, ocorre emissão de fóton por meio de fluorescência. Fonte: o autor.

- a energia pode ser transferida para uma molécula vizinha – fenômeno conhecido por **ressonância**. Esse fenômeno é particularmente importante na transferência de energia de pigmentos acessórios para a clorofila que dará continuidade à reação fotossintética.

- A energia pode ser perdida em reações de transferência de elétrons – as moléculas absorvem energia, perdem elétrons para outras moléculas que os recebem. Esse fenômeno é essencial para a ocorrência da fotossíntese e é denominado **foto-oxidação**.

A figura 74 esquematiza os fenômenos de absorção e liberação de energia que ocorre com a clorofila.

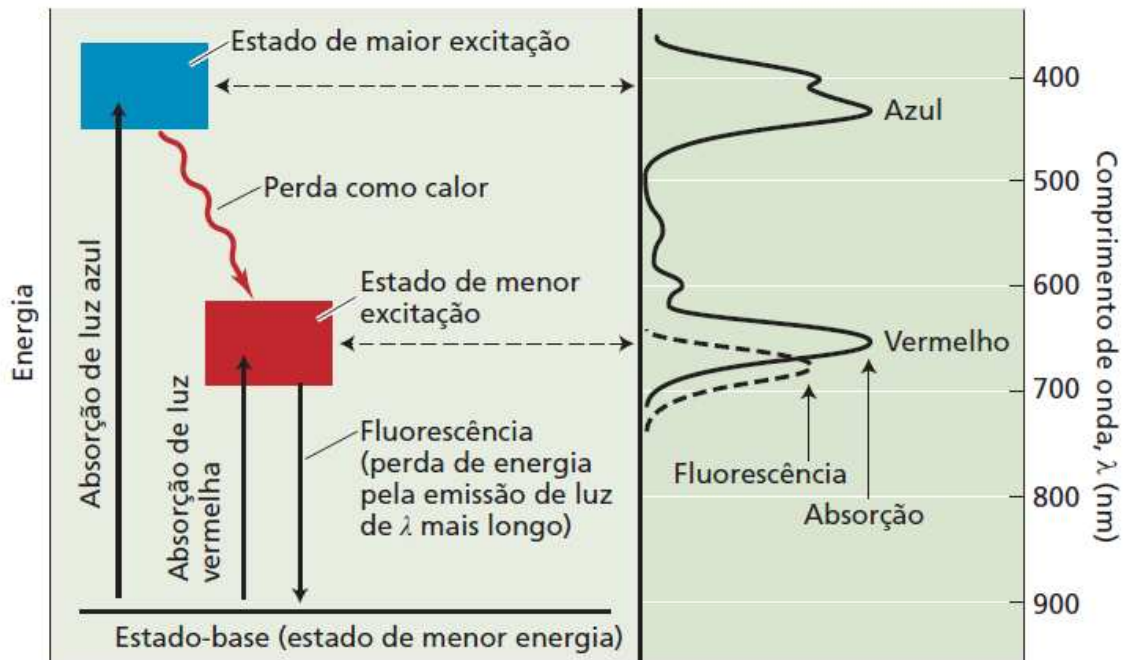


Figura 72 - Representação esquemática dos processos de absorção e liberação de energia pela clorofila. As setas verticais ascendentes mostram a absorção de luz, enquanto a seta vertical descendente mostra a liberação de luz por fluorescência. Adaptado de Taiz e Zeiger (2017).

Como descrito anteriormente, a luz é captada por diferentes pigmentos. Por meio da ressonância, a energia captada é transferida para diferentes moléculas até chegar uma clorofila especial que irá absorver essa energia e usá-la para desencadear processos químicos. Essa clorofila faz parte do centro de reação, pois é ali que a reação da fotossíntese irá iniciar.

Durante a fotossíntese, o dióxido de carbono (CO_2) deve ser reduzido e se transformar em açúcar (principalmente glicose – $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). Essa é uma reação desfavorável e necessita de ATP para fornecer energia para a ocorrência do processo e

NADPH, responsável por atuar como agente redutor. Esses produtos (NADPH e ATP) são produzidos através das clorofilas dos centros de reação.

Quando a clorofila do centro de reação absorve energia dos fótons, ela passa para um estado excitado e, com isso, cede elétrons para espécies com diferentes potenciais de redução (E). Esse fluxo de elétrons é usado para produzir ATP de modo semelhante ao que ocorre na cadeia transportadora de elétrons da respiração celular. Inclusive, a ATP sintase utilizada compartilha a grande parte da sequência de aminoácidos da ATP sintase da mitocôndria, o que demonstra uma origem evolutiva comum. Ao final desse transporte sequencial de elétrons, o aceptor final – a molécula de nicotinamida adenina dinucleotídeo fosfato (NADP^+) – recebe elétrons e se transforma em NADPH. A figura 76 ilustra esse fluxo de elétrons.

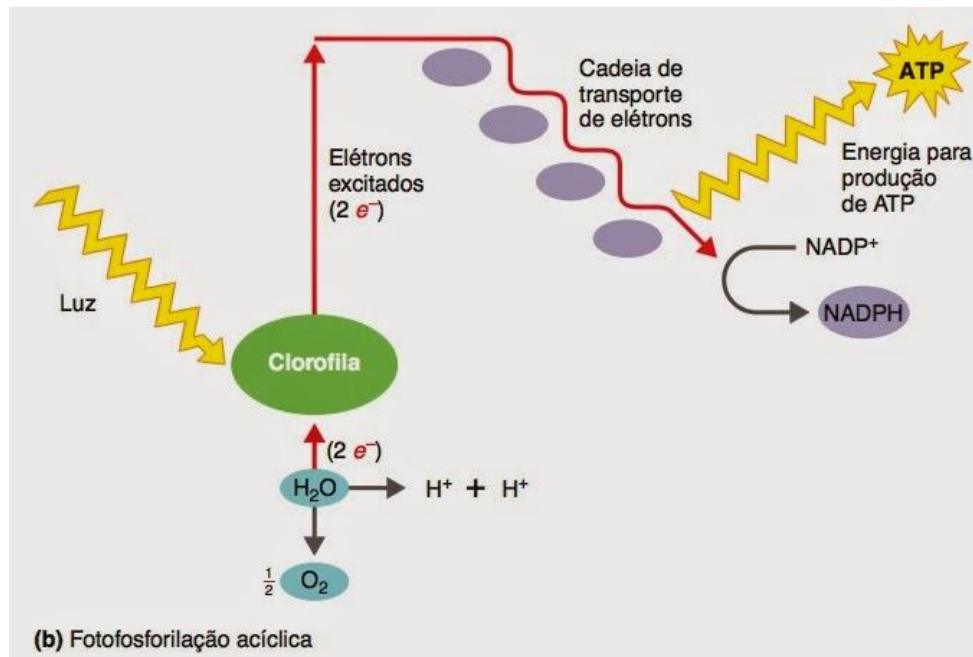


Figura 73 - O transporte de elétrons provenientes da molécula de clorofila excitada leva à produção de moléculas de ATP e NADPH, necessárias para a produção de açúcar durante a fotossíntese. Disponível em

<<http://salabioquimica.blogspot.com/2014/06/fotossintese-fases-clara-e-escura.html>>.

Acesso em 07 de Junho de 2023

Em 1771, o cientista inglês Joseph Priestley observou que um ramo de menta, cultivado em um ambiente com uma atmosfera na qual a chama de uma vela costumava

se apagar rapidamente, fez com que essa chama pudesse durar por mais tempo. Dessa forma, ele determinou que a fotossíntese é capaz de gerar gás oxigênio. No entanto, por muito tempo, a origem desse gás intrigou muitos cientistas. Alguns defendiam que o O_2 vinha da molécula de CO_2 , enquanto outros alegavam que o gás derivava da molécula de água. Essa incerteza foi elucidada com um experimento feito pelos químicos americanos Samuel Ruben (1900-1988) e Martin Kamen (1913-2002). Utilizando o isótopo radioativo do oxigênio (^{18}O) presente em moléculas de água ($H_2^{18}O$) e dióxido de carbono ($C^{18}O_2$), eles foram capazes de determinar qual dessas substâncias era a responsável por originar o gás oxigênio durante a fotossíntese. O experimento está descrito na figura 77.

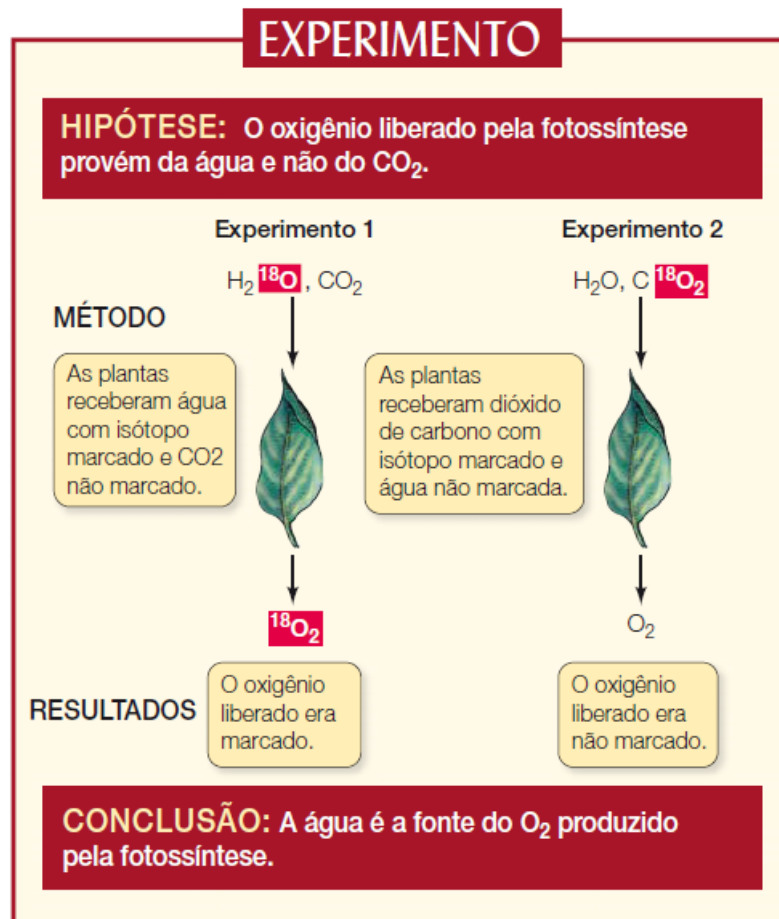
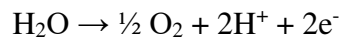


Figura 74 - Descrição do experimento que elucidou a origem do gás oxigênio durante a fotossíntese. Fonte: Sadava et al. (2009)

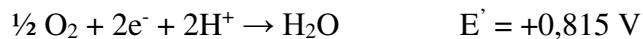
Como é possível observar pela análise da figura 77, após a molécula de clorofila ser excitada, ela perde dois elétrons e, dessa forma, deve recuperá-los. Esses elétrons são

devolvidos à clorofila por meio da oxidação da molécula de água, como mostra a semi-equação a seguir.



Dessa forma, o oxigênio formado na fotossíntese é proveniente dessa semi-reação.

Em termos eletroquímicos, a produção da espécie NADPH pode ser representada por meio das semi-equações a seguir:



Esse par de semi-equações pode ser considerado como um par de eletrodos de uma célula eletroquímica. A diferença de potencial dessa célula - considerando os valores de potenciais de redução acima como representantes das concentrações das espécies envolvidas no interior dos cloroplastos - é $-1,135 \text{ V}$, uma vez que a água deve oxidar e o NADP^+ reduzir. Como o valor apresenta sinal negativo, isso significa que é necessária a entrada de energia para a ocorrência do processo químico, já que, conforme a equação 14, o processo não é espontâneo (o ΔG é positivo). A energia luminosa faz esse papel e, como a oxidação da água resulta na decomposição da molécula (quebra), esse processo é denominado **fotólise da água**.

Existem dois herbicidas que atuam bloqueando o fluxo fotossintéticos de elétrons: diclorofenildimetilureia (DCMU) e paraquat (Figura 78). Sem o fluxo de elétrons não é possível produzir ATP e NADPH e, dessa forma, as etapas que levam à produção de açúcares no ciclo de Calvin não podem ocorrer.

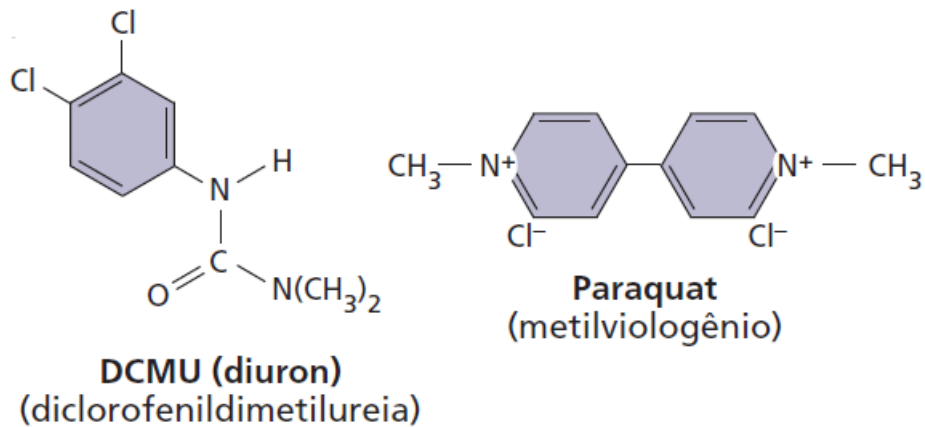


Figura 75 - Herbicidas que atuam bloqueando o fluxo de elétrons durante a fotossíntese.

Adaptado de Taiz e Zeiger (2017)

Na década de 1950, Melvin Calvin, Andrew Benson e colaboradoras idealizaram um experimento no qual utilizariam dióxido de carbono formado pelo isótopo radioativo do carbono – o ^{14}C – para determinar os compostos formados durante a fotossíntese. Nesse experimento, eles expuseram células de uma alga unicelular do gênero *Chlorella* ao $^{14}\text{CO}_2$ por um período. Em seguida, as algas foram mortas, seus compostos extraídos, separados e com um filtro de raio X os compostos radioativos foram revelados. O experimento foi repetido várias vezes modificando o tempo de exposição das algas ao $^{14}\text{CO}_2$. Dessa forma, foi descoberto que o 3-fosfoglicerato (3PG) é o primeiro composto formado após a absorção do dióxido de carbono. Esse composto passa por uma série de reações cíclicas que resulta na formação de gliceraldeído-3-fosfato, que, por sua vez, poderá se transformar em diferentes açúcares. Essa série de reações ficou conhecida como **ciclo de Calvin-Benson**, em homenagem a Melvin Calvin e Andrew Benson, os idealizadores do experimento que levou à elucidação da sequência de reações que leva à formação de açúcares na fotossíntese.

A figura 79 mostra que a absorção de luz pelos pigmentos dos fotossistemas I e II (PSI e PSII) produz NADPH e ATP que são usados nas reações do ciclo de Calvin para a produção de açúcares (fórmula geral $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_n$) a partir do CO_2 .

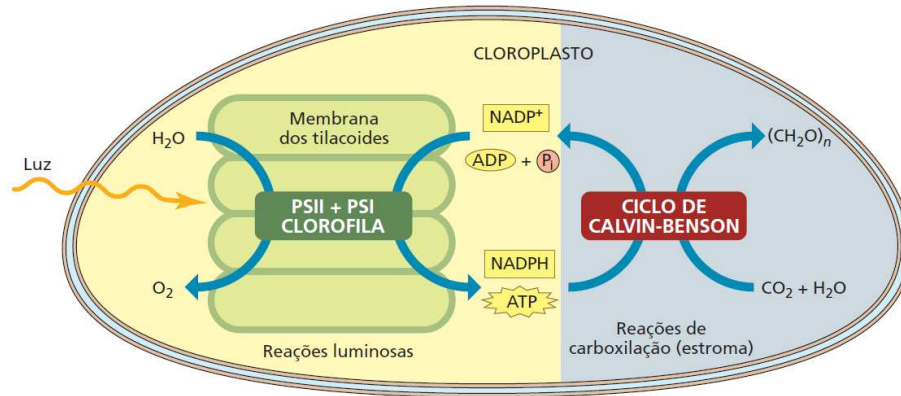


Figura 76 - Resumo dos processos que levam à produção de açúcares $(\text{CH}_2\text{O})_n$ e de oxigênio. Adaptado de Taiz e Zeiger (2017).

As reações do ciclo de Calvin são chamadas de reações de carboxilação devido ao fato de ocorrer adição da molécula de CO_2 a uma molécula aceptora (ribulose-1,5-bifosfato – RuBP) no início do ciclo. A adição de dióxido de carbono consiste em introduzir no composto um grupo carboxila ($-\text{COOH}$). Essa reação é catalisada por uma enzima denominada **ribulose bifosfato-carboxilase/oxigenase (Rubisco)**. Essa é a enzima mais abundante no planeta e é a proteína que está presente em maior quantidade dentro das folhas. Muitos herbicidas bloqueiam a atividade dessa enzima e, dessa forma, impede a produção de açúcares, o que compromete a vida da planta.

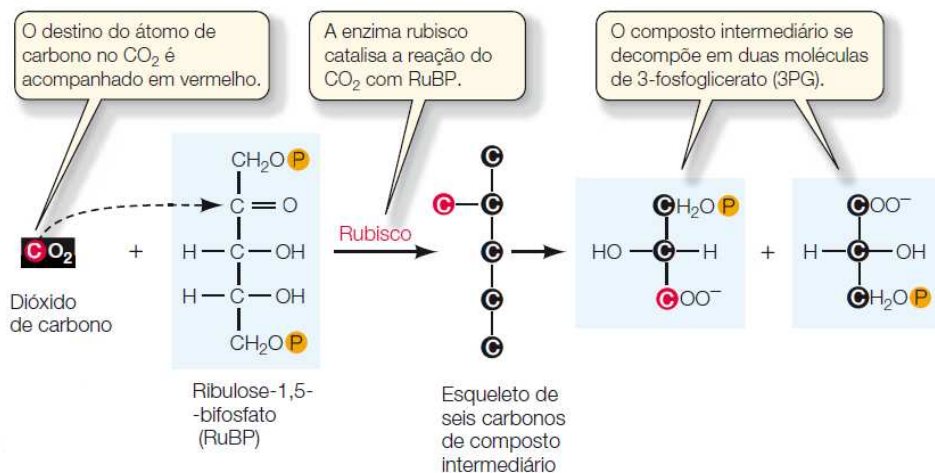


Figura 77 - Etapa inicial do Ciclo de Calvin que resulta na formação de 3-fosfoglicerato. Adaptado de Sadava *et al.* (2009)

O ciclo de Calvin está resumidamente esquematizado na figura 81. É importante destacar que nesse ciclo, o carbono sofre redução. O estado de oxidação passa de +4 (na

molécula de CO_2) para 0 (estado de oxidação médio encontrado nos carboidratos). Essa redução é feita através do NADPH, como mostrado no esquema.

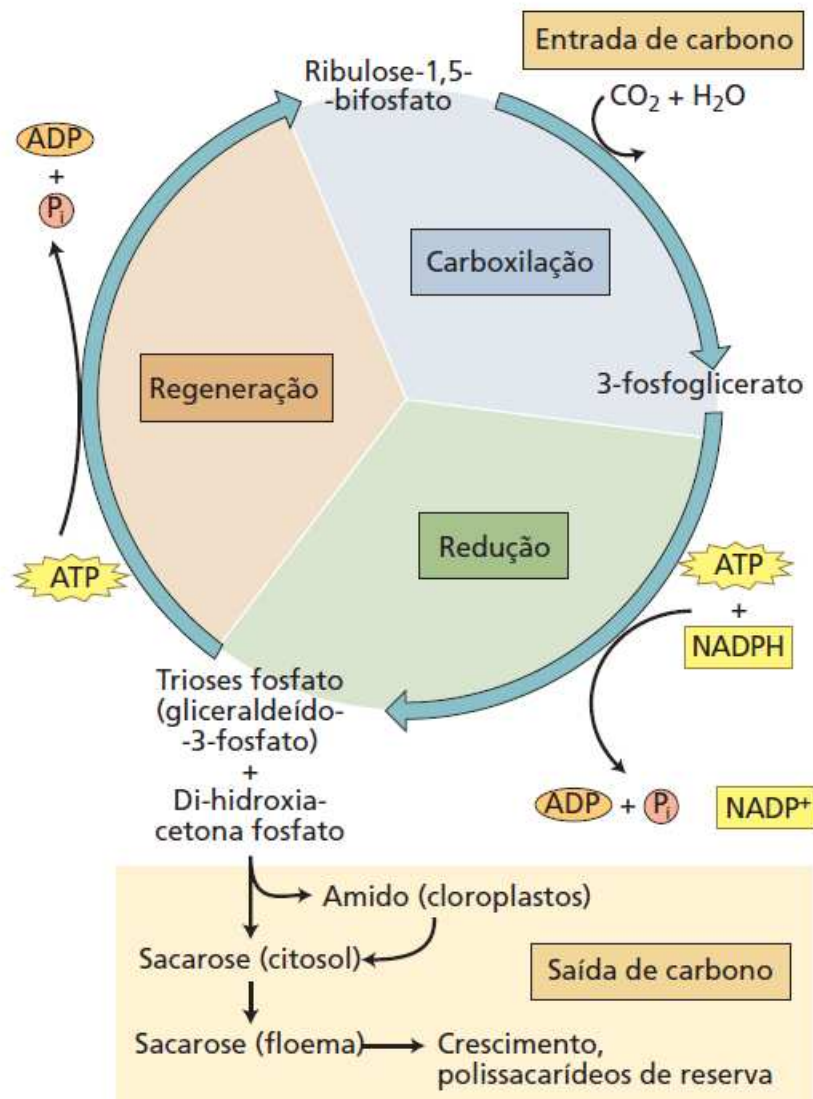


Figura 78 - O ciclo de Calvin pode ser dividido em três etapas: carboxilação, na qual o CO_2 é incorporado à molécula de RuBP; redução, na qual ocorre reações de redução mediadas por NADPH e ATP; regeneração, na qual a molécula de RuBP é regenerada. A consequência do ciclo de Calvin é a formação de açúcares: amido e sacarose. A sacarose, por sua vez, pode permanecer no interior da célula (no citosol) ou ser transportada para outras partes da planta por meio de um vaso condutor de seiva denominado floema. Adaptado de Taiz *et al.* (2017).

Muitos autores dividem a fotossíntese em fase clara e fase escura. Sendo a fase clara correspondente aos processos que envolvem a clorofila e os pigmentos

fotossintéticos, que levam à produção de NADPH e ATP. A fase escura, por sua vez, corresponde às reações do ciclo de Calvin. Entretanto, essa divisão não é adequada, pois a luz ativa enzimas importantes do ciclo de Calvin que é, portanto, dependente de luz.

Abrimos a discussão sobre a fotossíntese abordando o impacto do branqueamento dos recifes de corais nos ecossistemas aquáticos. Esse impacto mostra a importância da fotossíntese para a manutenção da vida de muitas espécies no ambiente subaquático. Entretanto, esse fenômeno é essencial para toda a biosfera. Isso porque ele possibilita que a energia que chega constantemente à Terra na forma de fótons seja convertida em energia química armazenada em moléculas combustíveis que alimenta não só as próprias plantas que, pelo fenômeno da fotossíntese, mantêm a concentração do gás oxigênio em nossa atmosfera em níveis adequados para a manutenção da vida, mas também organismos heterotróficos.

4.4. Anexo – Atividades Propostas

Atividade 1

Pedro ganhou de presente de aniversário um Nintendo Switch. Esse videogame é carregado com uma fonte de 110 V. Durante uma viagem para o Rio Grande do Sul, Pedro levou seu videogame e decidiu carregá-lo. Entretanto, ele verificou que a voltagem oferecida pelas tomadas era de 220 V. Ele pode usar essas tomadas para carregar seu videogame? Sugira explicações para isso durante uma discussão com seus colegas.

Agora imagine uma situação inversa: Pedro tem um videogame cuja fonte de carregamento apresenta uma voltagem de 220 V. Ele pode usar uma tomada de 110 V para carregar seu videogame? Sugira explicações para isso durante uma discussão com seus colegas.

Uma notícia publicada na página da UOL relata o caso de um iPhone 4 que explodiu enquanto era carregado. Uma das causas apontadas para a explosão foi a utilização de uma tomada de voltagem diferente daquela recomendada para o carregamento. Um leitor comentou na página da matéria e pediu a explicação para isso. Você, ao ver o questionamento do usuário, resolveu responder. Formule uma resposta.

Atividade 4 – Exercícios de recapitulação

1) Complete a tabela a seguir. As justificativas podem ser dadas utilizando-se qualquer um dos métodos apresentados de determinação de NOx.

| <i>Espécie química</i> | <i>NOx do elemento em negrito</i> | <i>Justificativa</i> |
|------------------------|---------------------------------------|---------------------------|
| N_2O | +1 | Regras práticas 3.3 e 3.7 |
| H_2O | | |
| Mg_3P_2 | | |
| Al_2S_3 | | |
| NaI | | |
| $AgCl_4^{3-}$ | | |
| PO_4^{3-} | | |
| $C_6H_{12}O_6$ | | |
| SO_3 | | |
| BCl_3 | | |
| $ZnSO_4$ | | |

2) O íon peróxido é formado pela união de dois oxigênios e possui carga -2. Apresente a fórmula estrutural do íon peróxido, mostrando os elétrons do nível de valência e o tipo de ligação covalente (simples, dupla ou tripla) existente entre os dois oxigênios. Após fazer isso sugira uma explicação para o fato do número de oxidação do oxigênio em peróxidos não ser -2. Para isso, avalie a existência de estruturas de ressonância.

Atividade 5

O nitrito de sódio ($NaNO_2$) é um sal que é utilizado para conservação de carnes, assim como para fixar a cor desse tipo de alimento, tornando-o mais atrativo para o consumidor. A Anvisa e o Ministério da Saúde estabelecem limites de nitrito de sódio em produtos cárneos, não podendo superar 150 mg/kg. Isso se dá porque o nitrito em excesso no sangue transforma o íon ferroso (Fe^{2+}) da hemoglobina em íon férrico (Fe^{3+}).

Um indivíduo que ingeriu carne com excesso de nitrito terá que tipo de consequência? A ação do nitrito no organismo gera algum tipo de doença? O que uma substância usada para tratar essa condição causada pelo nitrito deve fazer no organismo?

Para resolver esse problema, investigue as questões a seguir e use as respostas para construir sua solução para o problema.

a) Qual é o número de oxidação do nitrogênio no nitrito de sódio?

b) Ao transformar o íon Fe^{2+} em Fe^{3+} , o nitrogênio deve ganhar ou perder elétrons?

c) Qual é o papel do íon Fe^{2+} na hemoglobina? A hemoglobina é um composto organometálico. Relacione a doença abordada nessa atividade à influência do estado de oxidação do íon metálico na função da proteína.

Atividade 6 – Abordagem Experimental

Sugestão: Trabalhar em grupos de 4 a 5 alunos

Materiais necessários: Garrafas PET de 300 mL (garrafas PET de água mineral), água da torneira e solução de cloreto de sódio (NaCl) na concentração de 4% m/V, arruelas de 2 cm de diâmetro e aço-carbono e balança

Nesse trabalho você vai avaliar a influência do sal na corrosão de metais. Separe duas arruelas e pese cada uma delas na balança. Registre as massas. Em seguida, encha uma garrafa de água e outra com uma solução de NaCl 4% m/V (12 gramas de sal dissolvidos em 300 mL de água). Amarre uma linha em cada arruela e coloque uma em cada garrafa e tampe (deixe a linha por fora da garrafa, de forma a facilitar a retirada da arruela de dentro dela). Semanalmente, retire as arruelas das garrafas, seque-as, pese-as separadamente e registre a massa. Faça esse procedimento por quatro semanas. Construa um gráfico que mostre como ocorreu a variação de massa de cada arruela na água e na solução salina. Elabore uma conclusão.

Atividade 7

Agora você sabe como a corrosão do ferro se inicia. Após estudar esse tema, coincidentemente você ficou responsável por escrever para um jornal da escola uma matéria que explica de forma simplificada o processo de formação da ferrugem. Nessa matéria, você deve deixar claro os fatores que afetam esse processo e propor formas de evitar que materiais passem pelo processo de corrosão.

Atividade 8

Sugestão: Trabalhar em grupos de 4 a 5 alunos

Materiais necessários: Bateria de 9V, solução aquosa de iodeto de potássio, papel toalha, corpo de uma caneta, papel alumínio.

Você vai fazer um desenho por meio de um aparato eletroquímico, usando o fato de que, por meio da corrente elétrica, é possível promover reações de oxidação e redução através da eletrólise. Para fazer esse desenho, você vai precisar de: uma bateria, papel alumínio, solução aquosa de iodeto de potássio, papel toalha e o corpo de uma caneta. Molhe o papel toalha na solução de iodeto de potássio. Em seguida, coloque a folha sobre um pedaço de papel alumínio com dimensões 12cm x 12cm. Enrole dois pedaços de papel alumínio de forma a formar dois arames (que serão conectados aos polos da bateria). Embrulhe a caneta no papel alumínio, enrole um dos arames na ponta dessa “caneta embrulhada” e conecte ao polo positivo da bateria, enquanto o outro arame irá conectar o polo negativo à folha de papel alumínio contendo o papel toalha embebido. Com o sistema montado, faça um desenho na superfície do papel toalha. A figura a seguir representa o sistema.

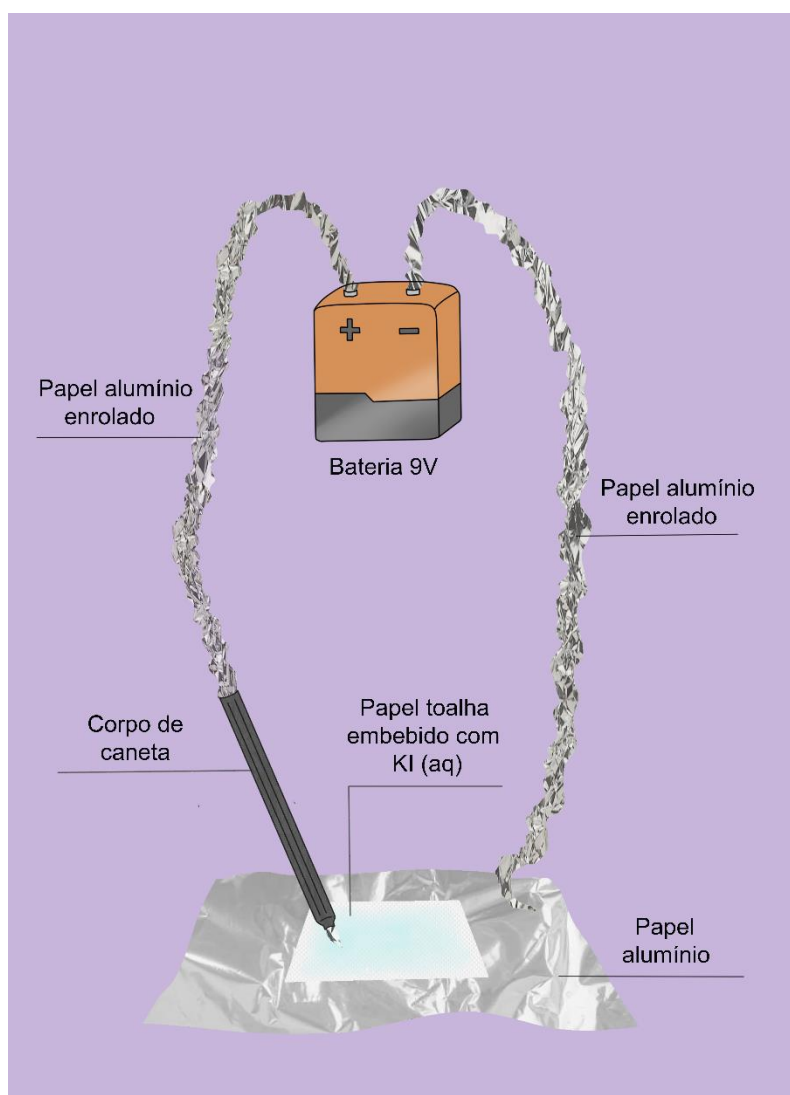


Figura 79 - Montagem experimental descrita na atividade 8. Fonte: o autor.

Você é um pesquisador e deverá sugerir hipóteses para explicar o fenômeno observado à comunidade científica representada pelos seus colegas de classe. Discuta com os integrantes do grupo de pesquisa (seu grupo de trabalho) qual é o papel dos materiais a seguir no experimento para sustentar sua hipótese: bateria, papel alumínio, solução aquosa de iodeto de potássio.

Atividade 9

Atividade em grupo

Vocês ficaram responsáveis por construir uma célula galvânica (pilha) no laboratório da escola. O professor afirmou que para construir essa pilha, vocês devem utilizar uma ponte salina para reduzir o potencial de junção líquida. Entretanto, para essa redução ser significativa, vocês devem escolher o melhor sal entre as opções listadas a seguir para a montagem da ponte. Qual sal você escolheria? Qual critério você usaria para fazer essa escolha?

Dica: Lembre-se do que promove o surgimento do potencial de junção líquida.

Sais:

KCl (Cloreto de potássio) – Produz os íons K^+ e Cl^- em solução aquosa

Na_2SO_4 (Sulfato de sódio) – Produz os íons Na^+ e SO_4^{2-} em solução aquosa

NaCl (Cloreto de sódio) – Produz os íons Na^+ e Cl^- em solução aquosa

$MgSO_4$ (Sulfato de magnésio) – Produz os íons Mg^{2+} e SO_4^{2-} em solução aquosa

Atividade 10

A atividade a seguir é uma adaptação do texto de Monk (2007).

Você é um dentista que recebeu em seu consultório um paciente que reclama que sempre que ele morde um pedaço de papel alumínio acidentalmente, ele sente uma dor no dente que possui restauração feita com amálgama. Seu paciente te questionou sobre o porquê de isso acontecer. Para responder seu paciente, você fez algumas pesquisas e descobriu que:

- *O alumínio se dissolve até em meio levemente ácido em um processo que pode ser descrito pela semi-equação $Al^0 \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3e^-$*
- *O pH da saliva se encontra na faixa 6,5-7,2;*
- *A amálgama é feita dissolvendo prata em mercúrio. A palavra amálgama vem do grego malagma que significa “tornar flexível”, porque a prata se torna flexível quando é dissolvida no mercúrio;*
- *A amálgama funciona como um eletrodo que possui as espécies prata metálica (Ag^0) e óxido de prata (Ag_2O);*

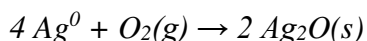
- *O Ag₂O pode receber elétrons e o processo pode ser descrito pela semi-equação*
$$\text{Ag}_2\text{O}(s) + 2e^- \rightarrow 2\text{Ag}^0 + \text{O}^{2-}(aq)$$
- *Quando uma corrente elétrica passa pelo nervo esse estímulo é interpretado como dor;*

Como você responderia para seu paciente o questionamento dele usando as informações que descobriu na sua pesquisa?

Atividade 11 – Abordagem experimental

Sugestão: Trabalhar em grupos de 4 a 5 alunos

Objetos de prata chamam a atenção pelo brilho exuberante da prata metálica. Infelizmente, esse metal oxida na presença do oxigênio, fazendo com que os objetos escureçam e percam o brilho. A equação química a seguir representa esse processo de oxidação da prata:



Embora o escurecimento de objetos de prata seja comum e inevitável, o conhecimento em eletroquímica pode ser usado para reverter esse processo. Vimos anteriormente que o alumínio metálico é capaz de doar elétrons para os íons prata na forma de Ag₂O na presença de um meio eletrolítico (condutor).

Você é um blogueiro que divulga acessórios de prata nas redes sociais e decidiu fazer alguns stories ensinando seus seguidores a limparem objetos de prata, fazendo-os ficar limpos e brilhantes em poucos minutos. Com seu grupo de trabalho, produza um vídeo em que vocês apresentam um tutorial para limpeza de um material de prata a partir do uso de vinagre e papel alumínio. Nesse vídeo, apresente explicações eletroquímicas para a limpeza do objeto acontecer.

Atenção! É importante ressaltar que ao usar alumínio e vinagre para limpar objetos de prata um dos produtos obtidos é o etanoato de alumínio, que é tóxico. Então, ao reproduzir esse método, deve-se lavar o objeto após o tratamento eletroquímico.

Atividade 12

Atividade em grupo

Atualmente existe uma demanda por fontes de energia sustentáveis e eficientes. Para atender a essa demanda, cientistas desenvolveram biocélulas a combustível que utilizam como catalisadores enzimas e microorganismos, ao contrário das células a combustíveis tradicionais que usam catalisadores metálicos de alto custo. De acordo com Neto (2012), uma biocélula microbiológica, as bactérias oxidam algumas substâncias e os elétrons são enviados ao cátodo, passando por um circuito externo e, assim, formando uma espécie de pilha microbiológica.

Você é um pesquisador que irá produzir uma biocélula a combustível que usa como anodo uma semi-reação promovida por uma das bactérias estudadas por você (essas semi-reações estão descritas no quadro 5). Você fez um desenho esquemático da biocélula que deverá produzir e ele está mostrado na figura abaixo. Nessa célula galvânica, uma membrana trocadora de prótons (MTP) funciona como uma separação porosa.

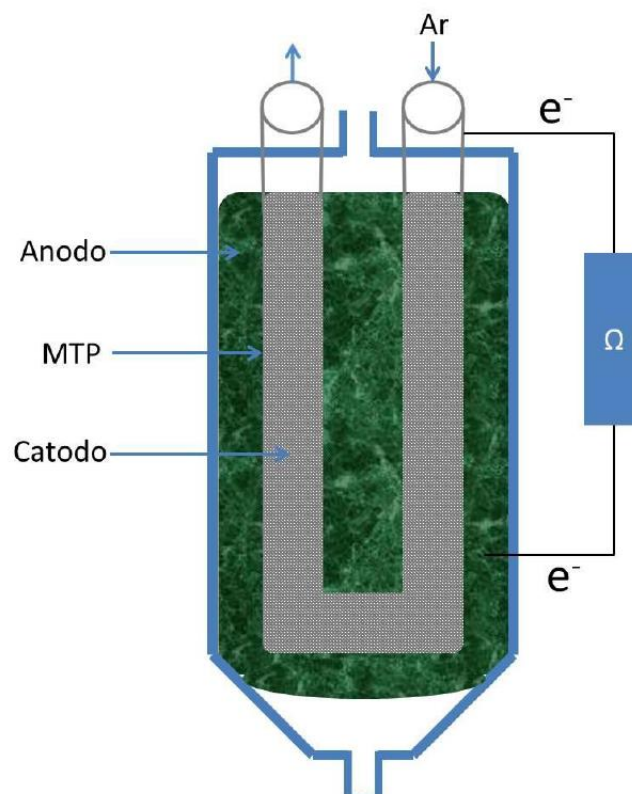


Figura 80 - Biocélula a combustível que usa no ânodo uma cultura de bactérias e o cátodo funciona através da redução de O_2 atmosférico. Fonte: NETO, Sydney de Aquino. *Preparação e caracterização de bioanodos para biocélula a combustível*

etanol/O₂. 2012. 77p. Tese (Doutorado em Química) – Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras de Ribeirão Preto, Universidade de São Paulo, São Paulo, 2012.

Quadro 8 - Semi-reações que são processadas por diferentes bactérias que podem ser utilizadas em bioanodos.

| <i>Bactérias do substrato do ânodo</i> | <i>Semi-equação de redução</i> | <i>E_{red}</i> |
|--|--|------------------------|
| <i>Bactérias do hidrogênio</i> | $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ | -0,42 V |
| <i>Bactérias do enxofre</i> | $SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e^- \rightarrow S + 4H_2O$ | -0,20 V |
| <i>Bactérias nitrificantes</i> | $NO_3^- + 2H^+ + 2e^- \rightarrow NO_2^- + H_2O$ | +0,34 V |
| <i>Bactérias do ferro</i> | $Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$ | +0,77 V |

Adaptado de Madigan et. al. (2016)

Sabendo que a espécie que irá ser reduzida no cátodo é o oxigênio atmosférico (E_{red} = +0,68 V), você deve construir um relatório para uma indústria que deseja produzir uma bateria constituída por várias biocélulas a combustíveis associadas em série, de forma que a voltagem oferecida por essa bateria seja de pelo menos 7 volts. Para escrever esse relatório, você deve investigar (ou responder) algumas coisas antes, como:

- A semi-equação que descreve a semi-reação do cátodo.*
- A bactéria que deve ser utilizada para que a bateria tenha menos células possíveis associadas.*
- A voltagem oferecida por cada biocélula.*
- O diagrama de cada biocélula galvânica considerando a bactéria escolhida no item b.*
- A equação global da biocélula, obtida pela soma das semi-equações do ânodo e do cátodo.*

Com as informações em mãos, escreva o relatório organizando as informações descritas nos itens de a até e. Além disso, explicita as vantagens ambientais de se utilizar esse tipo de célula galvânica em comparação com as que são comercializadas mais comumente.

Atividade 13

Você trabalha em uma indústria de desenvolvimento de células galvânicas e precisa avaliar qual é o efeito do aumento de dez vezes na concentração de íons Cu^{2+} no eletrodo representado pela semi-equação



Considere que a temperatura de funcionamento do eletrodo é 25°C. Escreva sua conclusão ressaltando se a mudança iria otimizar ou não o uso desse eletrodo como cátodo de uma célula galvânica.

Atividade 14

De acordo com Wenceslau (2012), a atividade da enzima $\text{Na}^+\text{-K}^+\text{-ATPase}$ – mais conhecida como bomba de sódio e potássio - está relacionada à manutenção da pressão arterial. A hiperatividade, ou seja, um aumento de atividade, dessa enzima pode estar associado a problemas cardiovasculares, como a hipertensão.

Você é um pesquisador que está estudando os efeitos da ouabaína, uma substância extraída da planta Strophantus gratus e produzida pela glândula supra-renal (Jornal da USP, 2018) – uma substância que bloqueia a atividade da bomba de sódio e potássio – na redução da pressão arterial de pacientes hipertensos. Seu grupo de pesquisa ficou responsável por apresentar hipóteses sobre como essa substância pode reduzir a pressão arterial. Para elaborar essas hipóteses, algumas perguntas foram sugeridas:

- *Um fato conhecido é que o consumo excessivo de sal pode elevar a pressão arterial. Por quê?*
- *Com o bloqueio da bomba de sódio e potássio, o que tende a acontecer com os íons Na^+ e K^+ ?*
- *Como o bloqueio da enzima afeta o potencial de membrana? (Use a equação de Nernst para reforçar seu raciocínio). Essa alteração pode causar consequências que tornem o bloqueio arriscado?*

Após responder, seu grupo deve apresentar as hipóteses de como a ouabaína reduz a pressão arterial. Além disso, as hipóteses sobre os possíveis riscos do uso indiscriminado dessa substância também devem ser apresentadas.

ATIVIDADE 15

AGROTÓXICOS E AUMENTO NOS CASOS DE DEPRESSÃO

Alguns estudos mostram uma relação entre a exposição a agrotóxicos e o aumento de casos de depressão de famílias agricultoras. A matéria “Depressão, ansiedade e suicídio: a realidade dos que plantam tabaco no Brasil” do portal Pública aborda esse problema.

Depressão, ansiedade e suicídio: a realidade dos que plantam tabaco no Brasil. Disponível em: <<https://apublica.org/2022/01/depressao-ansiedade-e-suicidios-a-realidade-dos-que-plantam-tabaco-no-brasil/>>.

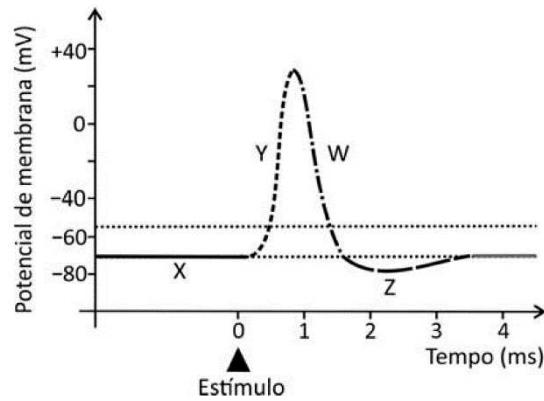
Após a leitura do texto, você e seu grupo de trabalho ficaram responsáveis por listar fatores sociais, econômicos e ambientais dos trabalhadores descritos no texto que podem contribuir para o desenvolvimento de problemas de saúde física e mental. Além disso, vocês devem utilizar argumentos com embasamento científico relacionados ao conteúdo estudado sobre o funcionamento dos neurônios nesse capítulo. A página abaixo pode auxiliar a elaboração desses argumentos:

Ansiedade: serotonina e GABA: Disponível em: <http://labs.icb.ufmg.br/lpf/revista/revista1/volume1_loucura/cap5.htm>.

ATIVIDADE 16 – Questões selecionadas

Questão-01 - (Fuvest SP/2018)

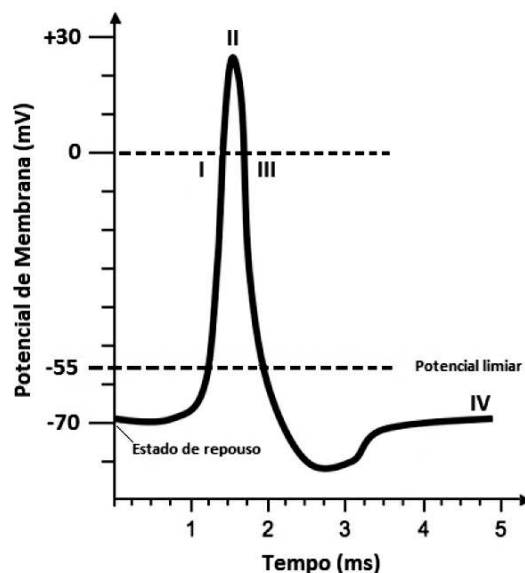
O gráfico representa modificações elétricas da membrana de um neurônio (potencial de membrana), mostrando o potencial de ação gerado por um estímulo, num dado momento.



- a) Identifique, nesse gráfico, as fases indicadas pelas letras X, Y, W e Z.
- b) A esclerose múltipla é uma doença autoimune, em que ocorre dano à bainha de mielina. Que efeito tem essa desmielinização sobre a condução do impulso nervoso?

Questão-02 - (UNITAU SP/2017)

O gráfico abaixo representa a geração do potencial de ação e a repolarização da membrana da célula nervosa.



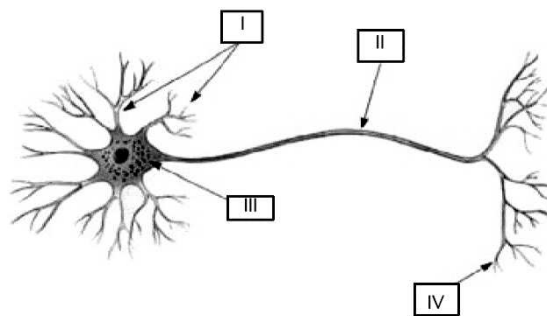
Disponível em: <<http://www.vce.bioninja.com.au/aos-2-detecting-and-respond/coordination--regulation/nervous-system.html>>. Acesso em: nov. de 2016. Adaptado.

- a) No momento I, a face interna da membrana celular está positiva e a face externa está negativa. O que provoca essa ocorrência?
- b) O que ocorre no momento II?

- c) *Qual atividade ocorre na membrana no momento III? Por quê?*
- d) *A membrana retorna ao estado de repouso no momento IV. Em que situação estão os canais de potássio da membrana nessa etapa?*

Questão-03 - (UFF RJ/2009)

A figura abaixo mostra as regiões de um neurônio.

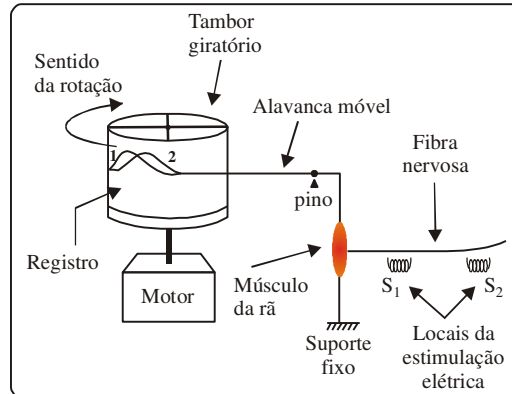


- a) *Nomeie as estruturas indicadas.*
- b) *Como é denominada a estrutura envolvida na sinapse entre o neurônio e uma célula do músculo estriado esquelético? Que neurotransmissor está geralmente envolvido nesta sinapse e como a célula muscular responde ao seu estímulo?*
- c) *Como estão organizadas as cargas elétricas e a concentração de íons nas superfícies interna e externa de uma membrana polarizada e de uma membrana despolarizada do axônio de um neurônio? Justifique.*
- d) *A tabela abaixo apresenta a relação entre a velocidade do impulso nervoso e o diâmetro de dois tipos de fibras nervosas denominadas A e B. Analise a tabela e identifique qual grupo de fibras (A ou B) apresenta bainha de mielina. Justifique.*

| Diâmetro (mm) | Velocidade de Impulso (m/s ⁻¹) | |
|---------------|--|-----|
| | A | B |
| 1,5 | 5 | 2,6 |
| 2 | 8 | 3 |
| 3 | >8 | 3,8 |
| 4 | >8 | 4,2 |

Questão-04 - (UFRJ/2002)

No século XIX, Hermann von Helmholtz realizou um experimento usando o seguinte dispositivo:



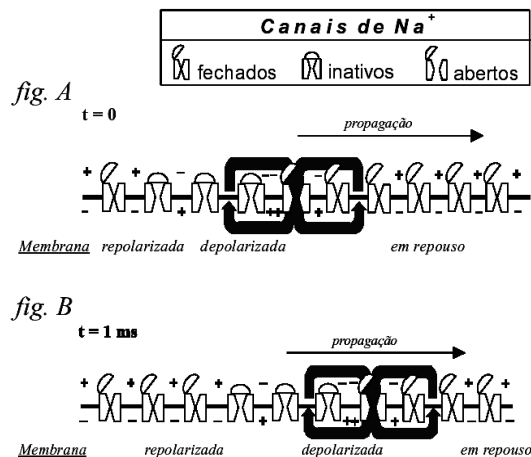
Uma preparação de músculo de rã com o nervo ainda conectado a este foi montada, de forma que uma das extremidades do músculo ficasse presa a um suporte fixo e a outra a uma alavanca com uma pena que tocava num tambor giratório. A pena poderia assim registrar o movimento do músculo. Num primeiro momento, o nervo do músculo foi estimulado eletricamente na posição S_1 . O movimento da contração muscular foi então registrado no tambor giratório, gerando a curva 1. Em seguida, o nervo foi estimulado com a mesma intensidade na posição S_2 , sendo este estímulo aplicado no momento em que a pena coincidia com o início da curva 1. Esse segundo estímulo gerou a curva 2.

Qual a característica do impulso nervoso medida neste experimento?

Questão-05 - (UFRJ/2004)

As ilustrações a seguir representam esquematicamente como ocorre a propagação unidirecional de um impulso nervoso no axônio de um neurônio.

A despolarização abre os portões de canais de Na^+ , produzindo assim a entrada do Na^+ no citoplasma (Figura A). Essa entrada despolariza a membrana, o que permite que mais íons Na^+ penetrem através dos canais. Quando a diferença entre o Na^+ externo e o interno atinge um valor próximo de zero, os portões de Na^+ automaticamente assumem um estado de inativação que bloqueia a passagem de mais íons Na^+ . A inativação do portão dura alguns milésimos de segundo e não deixa que ele se abra até que o potencial da membrana tenha voltado a ser negativo.



O mesmo processo ocorre, então, na região imediatamente adjacente ao portão inativo (Figura B) e, dessa forma, o pulso de despolarização prossegue ao longo do axônio. Note que o portão de canal de Na⁺ pode assumir três estados diferentes: aberto, fechado e inativo.

Examinando os diagramas, indique qual dos três estados do canal de Na⁺ garante que o potencial de ação se propague em somente um sentido. Justifique sua resposta.

Questão-06 - (UFJF MG/2008)

Há diversas drogas e doenças que afetam o funcionamento dos neurônios. Considerando o funcionamento dessas células, responda as questões a seguir. A maioria dos anestésicos locais age bloqueando os canais de sódio dos neurônios. Qual é a relação entre o bloqueio desses canais e o efeito anestésico?

ATIVIDADE 17

Você faz parte de um grupo de pesquisa que busca compreender o caminho dos elétrons a partir do momento que são entregues pelos aceptores intermediários à cadeia respiratória até chegarem ao oxigênio. Para isso, seu grupo de pesquisa utilizou uma suspensão de mitocôndrias acoplada a um eletrodo de oxigênio. À medida que as mitocôndrias consomem oxigênio, uma mudança no potencial do eletrodo é registrada.

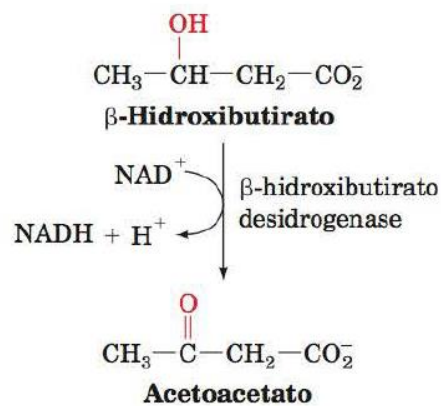
Para fazer a investigação, você utilizou os seguintes reagentes:

- β -hidroxibutirato;
- Succinato;

- *Tetrametil-p-fenilenodiamina (TMPD) e ácido arscóbico;*
 - *Inibidores das proteínas da cadeia transportadora de elétrons:*
 - ✓ *Rotenona – extraída de plantas. Usada por índios como veneno para pesca ou inseticida.*
 - ✓ *Antimicina = um antibiótico*
 - ✓ *Cianeto*

A escolha dos reagentes se deu porque a partir de uma revisão na literatura você descobriu que:

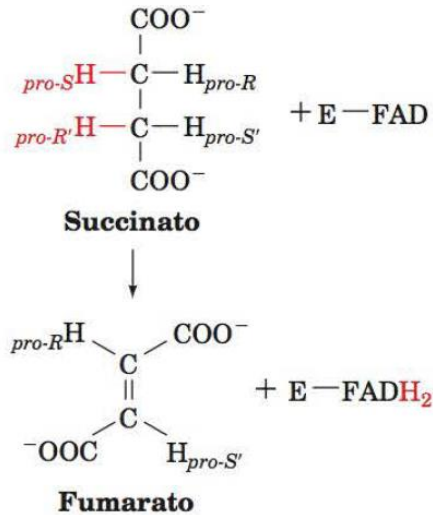
- O NAD⁺ é capaz de oxidar o β-hidroxiacetato e se transformar em NADH. O NADH, por sua vez, entrega elétrons à um complexo proteico da cadeia transportadora de elétrons e, com isso, muda a concentração de oxigênio no eletrodo.



Fonte: Voet, Voet e Prat, 2013

Portanto, a adição de β-hidroxiacetato resulta na produção de NADH.

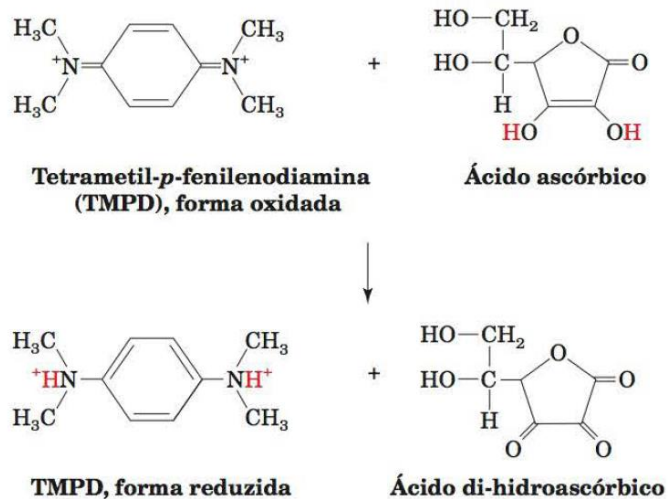
- O FAD presente na membrana mitocondrial é capaz de oxidar o succinato e se transformar em FADH₂. O FADH₂, por sua vez, entrega elétrons à cadeia transportadora de elétrons.



“E” representa uma enzima à qual o FAD está associado na membrana interna da mitocôndria. (Voet, Voet e Prat, 2013)

Portanto, a adição de succinato resulta na produção de FADH₂.

- O TMPD é capaz de oxidar o ácido ascórbico e atuar como um agente redutor que entrega elétrons para uma proteína da cadeia transportadora de elétrons. Dessa forma, o TMPD é um agente redutor exógeno, enquanto NADH e FADH₂ são agentes redutores endógenos.



Fonte: Voet, Voet e Prat, 2013

Portanto, o TMPD é capaz de entregar elétrons para um dos complexos proteicos da cadeia respiratória.

Após sua pesquisa você conduziu alguns experimentos, adicionando os inibidores em uma suspensão de mitocôndrias. Os reagentes foram adicionados e as mudanças no potencial de eletrodo de oxigênio foram monitoradas. É importante destacar que:

- Se houver variações no potencial do eletrodo de oxigênio há consumo de oxigênio e, com isso, os elétrons são transferidos dos complexos proteicos da cadeia transportadora de elétrons para o oxigênio.
- Se não houver variações no potencial do eletrodo de oxigênio, há bloqueio na transferência de elétrons entre alguns dos componentes da cadeia transportadora de elétrons e, com isso, o oxigênio não é reduzido.

Os resultados do experimento estão indicados na tabela a seguir.

| <i>Experimento</i> | <i>Reagentes adicionados à suspensão de mitocôndrias</i> | <i>Variações no potencial de eletrodo de oxigênio</i> |
|--------------------|---|---|
| 1 | β -hidroxibutirato | Ocorrem |
| 2 | β -hidroxibutirato e rotenona | Não ocorrem |
| 3 | Succinato | Ocorrem |
| 4 | Succinato e antimicina | Não ocorrem |
| 5 | β -hidroxibutirato e antimicina | Não ocorrem |
| 6 | β -hidroxibutirato, rotenona e succinato | Ocorrem |
| 7 | β -hidroxibutirato, rotenona, succinato e antimicina | Não ocorrem |
| 8 | β -hidroxibutirato, rotenona, succinato, antimicina e TMPD | Ocorrem |
| 9 | β -hidroxibutirato, rotenona, succinato, antimicina, TMPD e cianeto | Não ocorrem |

A partir da análise dos resultados experimentais, você e seu grupo de pesquisa ficaram responsáveis por identificar onde os elétrons do NADH, FADH₂ e TMPD

entram na cadeia respiratória. Dessa forma, vocês devem responder às seguintes questões:

- (1) Como a equação de Nernst explica por que o consumo de oxigênio provoca variações no potencial de eletrodo de oxigênio? Lembre-se que no eletrodo de oxigênio ocorre a semi-reação $2\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- (2) Pela análise dos resultados dos experimentos como é possível demonstrar que a cadeia respiratória possui pelo menos três complexos proteicos pelos quais os elétrons passam antes de chegarem ao oxigênio?
- (3) Qual espécie entrega elétrons para o primeiro componente da cadeia? Qual espécie entrega para o último componente antes do O_2 ?
- (4) Com base nos resultados dos experimentos, qual é a explicação bioquímica do porquê os índios da Amazônia utilizam um extrato de plantas contendo rotenona como veneno para pescar?
- (5) Das espécies NADH , FADH_2 e TMPD qual possui um maior poder redutor? E qual possui o menor? Explique

ATIVIDADE 18

Conforme visto anteriormente, variação de energia livre de Gibbs pode ser usada para estimar a quantidade de energia liberada por um processo eletroquímico. Ela é calculada conforme a equação 14.

$$\Delta G = -nFE$$

Em que ΔG é a variação de energia livre de Gibbs; n é o número de elétrons transferidos, em mol; F é a constante de Faraday (96485 C/mol) e E é a diferença de potencial do processo, em Volts (Lembre-se que $1 \text{ V} = 1 \text{ J/C}$).

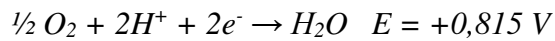
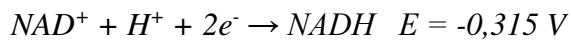
Você ficou responsável por comparar a eficiência energética da produção de ATP a partir da oxidação do NADH pelo O₂ com a eficiência de um motor de automóvel. Fazendo pesquisas, você descobriu que:

O motor de um automóvel típico tem eficiência de 30%.

A energia livre necessária para produzir 1 mol de ATP é 30,5 kJ/mol.

A oxidação de 1 mol de NADH resulta na síntese de aproximadamente 2,5 mols de ATP.

Para essa tarefa, você também registrou as seguintes semi-equações com valores de potenciais que simulam as concentrações mitocondriais das espécies:



ATIVIDADE 19

Essa atividade pode ser adaptada para uma oficina didática interdisciplinar

1) CÁLCULO DO OXIGÊNIO CONSUMIDO POR DIA

A taxa metabólica basal está relacionada à quantidade de energia que um indivíduo gasta por dia para manter as funções vitais do organismo. Este parâmetro representa cerca de 70% da energia gasta em um dia (Pereira, 2008). As equações propostas por Henry e Ress (1989) podem ser usadas para calcular a taxa metabólica basal de homens e mulheres com idades entre 10 e 18 anos. Essas equações são mostradas a seguir:

Para homens:

$$\text{Gasto calórico diário} = [0,084x(\text{peso}) + 2,112]x239 \text{ kcal}$$

Para mulheres:

$$\text{Gasto calórico diário} = [0,047x(\text{peso}) + 2,951]x239 \text{ kcal}$$

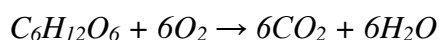
A energia usada no nosso organismo vem da oxidação de nutrientes presentes nos alimentos, principalmente açúcares.

Você ficou responsável por determinar quantas moléculas de oxigênio (O₂) você consome em um dia para manter seu organismo funcionando, ou seja, para manter a taxa metabólica basal. Para esse cálculo, você deve considerar que toda a energia vem da oxidação da glicose através da respiração celular.

ATENÇÃO! Anote também a quantidade de oxigênio, em mol. Essa informação será utilizada na próxima seção da oficina.

Dados:

Equação geral da respiração celular:



Variação de entalpia da combustão da glicose:

$$\Delta H^{\circ}_c = - 670 \text{ kcal/mol de glicose}$$

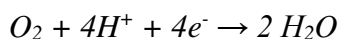
Constante de Avogadro:

$$1 \text{ mol de moléculas} = 6 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

2) CÁLCULO DA QUANTIDADE EM MOLS DE ELÉTRONS PRODUZIDA EM UM DIA

Agora que você tem a quantidade de oxigênio – em mol - que você consome em um dia, é possível calcular quantos mols de elétrons são utilizados na redução do oxigênio durante a respiração celular em um dia. Para isso, basta utilizar como base a semi-equação de redução do O₂.

Semi-equação de redução do O₂:



Agora você ficou responsável por determinar a quantidade – em mol – de elétrons retirados na oxidação dos alimentos durante um dia.

3) CÁLCULO DA CORRENTE ELÉTRICA PRODUZIDA NA CADEIA RESPIRATÓRIA AO LONGO DE UM DIA

Com a quantidade, em mol, de elétrons que passa na cadeia respiratória ao longo de um dia, é possível calcular a corrente elétrica que percorre essa cadeia no trajeto até o oxigênio. Agora, você ficou responsável por determinar essa corrente elétrica.

Dados:

$$\text{Corrente elétrica} = \frac{\text{Carga elétrica (em Coulombs)}}{\text{tempo (em segundos)}}$$

$$\text{Constante de Faraday} = 96500 \text{ C/mol de elétrons}$$

4) CÁLCULO DA POTÊNCIA ELÉTRICA DE UM INDIVÍDUO

A respiração celular é um processo eletroquímico e, por isso, os indivíduos podem ser comparados a um equipamento elétrico. Todo equipamento possui uma potência, que depende da voltagem e da corrente elétrica que passa pelo aparelho. Nesse ponto do seu trabalho, você já determinou a corrente elétrica que passa no interior das mitocôndrias. Agora, é necessário determinar a voltagem associada a essa corrente. Para isso, lembre-se que os elétrons são transferidos dos aceptores intermediários NAD^+ e FAD para o oxigênio. Para determinar a voltagem associada à transferência de elétrons, utilize os dados a seguir.

Dados:

Potenciais de redução médios:

$$E (\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +0,86 \text{ V}$$

$$E (\text{NAD}^+/\text{NADH}) = -0,320 \text{ V}$$

$$E (\text{FAD}/\text{FADH}_2) = +0,03 \text{ V}$$

- 2/3 dos elétrons são transportados pelo NAD^+ . Portanto, o NAD^+ contribui com 2/3 da voltagem.

- *1/3 dos elétrons é transferido pelo FAD. Portanto, o NAD⁺ contribui com 1/3 da voltagem.*
- *A voltagem é a média ponderada das contribuições do NAD⁺ e do FAD*

Com a voltagem determinada, é possível calcular qual é a sua potência elétrica. Descubra essa informação.

Potência elétrica:

$$\text{Potência} = \text{Voltagem} \times \text{Corrente elétrica}$$

5) PESQUISA DE APARELHOS

Com a sua potência elétrica, investigue aparelhos que ao permanecerem ligados durante um dia, consome a mesma quantidade de energia que você.

ATIVIDADE 20

Na Universidade do Arizona, nos Estados Unidos, um grupo de pesquisadores criou uma espécie de aquário gigante com vidros transparentes chamados fotobiorreatores. Por meio da fotossíntese, algas presentes na água produzem açúcares que são convertidos em óleos como formas de armazenamento de energia. Esses óleos, por sua vez, são transformados em biodiesel. Essa estratégia tem sido estudada como uma forma promissora de substituir os combustíveis fósseis.

Adaptado de Campbell et al. (2017)

Campbell (2017) propôs a seguinte situação em seu livro Biologia de Campbell:

O principal produto da queima do combustível fóssil é o CO₂, e esta é a fonte do aumento da concentração do CO₂ atmosférico. Os cientistas propuseram instalar estrategicamente estes tanques com algas, próximos a indústrias ou a ruas de cidades altamente congestionadas.

Por que a proposta apresentada pode contribuir para atingir o objetivo de desenvolvimento sustentável (ODS) proposto pela ONU de número 11.6?

Faça uma pesquisa sobre o tema, ODS, para responder a essa pergunta.

ATIVIDADE 21

Ao acessar o código QR abaixo você irá encontrar uma matéria intitulada “O recife de corais na boca do rio Amazonas sob ameaça da extração do petróleo”.

1) Antes de realizar a leitura, faça uma descrição do que você espera encontrar no texto da matéria e propor motivos para a ameaça que os recifes de corais estão sob ameaça.

2) Após a leitura, elabore uma hipótese sobre a justificativa para a diversidade de pigmentos presentes nos cloroplastos das algas que constituem os recifes de corais abordados na matéria.

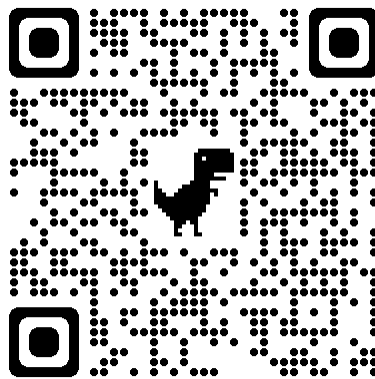


Figura 81 - Código QR para acessar a página com a matéria. <

<https://www.bbc.com/portuguese/geral-64001086>>. Acesso em 16 de junho de 2023.

ATIVIDADE 22 (Experimental)

Nessa atividade, os estudantes terão a oportunidade de extrair e separar os pigmentos presentes em folhas de espinafre. Para isso, vamos dividi-los em grupos de 3 a 5 alunos e iniciar a atividade com uma discussão sobre as cores das folhas e quais pigmentos eles esperam encontrar nelas.

Os materiais necessários para o experimento são:

- *Folhas de espinafre frescas;*

- *Álcool etílico 70% °GL;*
- *Filtro de papel;*
- *Béquer ou copo transparente;*
- *Gral e pistilo ou algum macerador para triturar as folhas;*

Cada grupo será responsável por macerar as folhas em álcool, criando, assim, um extrato colorido. Em seguida, eles devem transferir o extrato para um béquer, cortar um pedaço de papel filtro com cerca de 3 cm de largura e 6 cm de comprimento e colocar cerca de 0,5 cm do papel imerso no extrato. Por fim, aguardar a ascensão dos pigmentos na folha de papel.

Com essa atividade, o professor pode solicitar que os alunos investiguem o porquê da ascensão diferencial dos pigmentos, relacionar com a estrutura e explorar a técnica de cromatografia de forma que os estudantes pesquisem e discutam a técnica.

*Experimento adaptado da página <
<http://www.ciencias.seed.pr.gov.br/modules/conteudo/conteudo.php?conteudo=316>>.
Acesso em 05 de Junho de 2023*

ATIVIDADE 23 (Experimental)

Nessa atividade, será evidenciada a fluorescência da clorofila. Para isso, será necessária uma fonte de luz negra – a lâmpada de luz negra pode ser adquirida em lojas de material elétrico. Caso não seja possível obter a lâmpada, é possível produzir uma fonte de luz negra utilizando um smartphone, como mostra o vídeo a seguir:

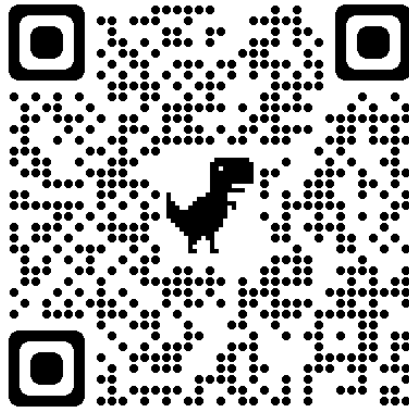


Figura 82 - Vídeo que ensina como produzir uma fonte de luz negra usando um Smartphone. Disponível em < <https://www.youtube.com/watch?v=AJt6PJlzVNQ>>.

Acesso em 05 de Junho de 2023

Para o experimento, os materiais necessários são:

- *Folhas verdes frescas (espinafre, por exemplo);*
- *Acetato de etila (ou álcool, caso não acetato de etila)*
- *Béquer ou copo transparente;*
- *Filtro de papel e/ou coador;*
- *Gral e pistilo ou algum macerador para triturar as folhas;*
- *Lâmpada de luz negra ou equivalente;*

Adicione álcool às folhas em um recipiente e triture-as até formar um extrato verde. Em seguida, filtre esse extrato utilizando um filtro de papel ou um coador. Utilizando uma fonte de luz negra, apague as luzes e ilumine a solução.

Essa atividade experimental pode ser utilizada como demonstração da fluorescência de moléculas de clorofila em solução.

ATIVIDADE 24

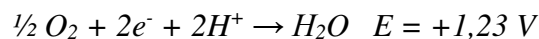
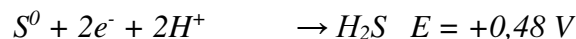
As primeiras formas de fotossíntese eram anoxigênicas usando doadores de elétrons como o H_2S e gerando o enxofre elementar (S^0) como produto residual. A

capacidade de utilizar a radiação solar como fonte de energia permitiu a extensa diversificação dos fototróficos. Há cerca de 2,5 e 3,3 bilhões de anos, a linhagem de cianobactérias desenvolveu um fotossistema capaz de utilizar H_2O em lugar de H_2S , na redução fotossintética do CO_2 , liberando O_2 e não S^0 como produto de excreção.

SILVA, M.P.; MADER, S.S. *Microbiologia de Brock*. 14^a ed. Porto Alegre: Artmed, 2015. p.351

Você ficou responsável por comparar qual tipo de fotossíntese (oxigênica ou anoxygenica) é mais vantajoso em termos de energia luminosa necessária para a ocorrência do processo e em termos de produtos gasosos formados. Crie uma hipótese acerca de como seria a atmosfera terrestre atual caso não tivesse ocorrido o surgimento da fotossíntese oxigênica na escala evolutiva.

Utilize como dados as semi-equações a seguir:



ATIVIDADE 25 (Experimental)

O experimento a seguir foi retirado do livro *A Botânica no cotidiano de Santos, Chow e Furlan*. O objetivo é avaliar as intensidades dos processos de fotossíntese e respiração. Por meio dele, o professor pode explorar os seguintes temas:

- Respiração e fotossíntese;
- Caráter ácido/base de óxidos;
- pH e soluções indicadoras;

Antes da realização do experimento, é interessante promover uma descrição do que será feito e pedir aos estudantes para elaborar hipóteses. Além disso, o professor pode solicitar que os estudantes pesquisem sobre a solução indicadora vermelho de cresol e seu ponto de viragem.

Lista de Materiais

- *Folhas de moyashi (broto de feijão ou qualquer folha pequena e delgada);*
- *Filme plástico;*
- *Fita adesiva;*
- *Linha ou barbante fino;*
- *Papel-alumínio;*
- *Solução de vermelho de cresol;*
- *Suporte para tubos de ensaio;*
- *Tubos de ensaio grandes;*

Procedimento

- 1. Pegue alguns folíolos de moyashi e amarre um pedaço de linha nos pecíolos, deixando cerca de 10 cm da linha numa das pontas.*
- 2. Coloque aproximadamente 5 mL de solução de vermelho de cresol em seis tubos de ensaio, tomando o cuidado de deixar um espaço suficiente para que o(s) folíolo(s) que será(ão) colocado(s) dentro deles não entre(m) em contato com a solução. O volume ideal de vermelho de cresol a ser colocado no tubo dependerá do tamanho do tubo usado.*
- 3. Introduza um ou dois folíolos no interior de quatro tubos com a solução de vermelho de cresol, deixando-os suspensos.*
- 4. Prenda a ponta da linha do lado de fora do tubo de ensaio com auxílio de fita adesiva, tomando cuidado para que o folíolo não entre em contato com a solução.*
- 5. Vede a boca do tubo de ensaio com filme plástico.*
- 6. Cubra totalmente com papel-alumínio dois tubos de ensaio que tenham os folíolos pendurados e um que contenha somente a solução de vermelho de cresol. Caso não tenha papel-alumínio, transfira os tubos para um local completamente escuro.*
- 7. Coloque os tubos nos suportes e exponha-os à luz. Se não foi possível cobrir os três tubos com papel-alumínio, deixe-os no escuro e exponha à luz os outros três tubos. Pode-se aumentar a intensidade luminosa com o auxílio de uma luminária.*

Fonte: SANTOS, Déborah Yara A.C. dos; CHOW, Fungyi; FURLAN, Cláudia Maria. A Botânica no cotidiano. São Paulo: Edusp, 2018.

Outras variáveis podem ser testadas, como intensidade luminosa e quantidade de folíolos colocados no interior do tubo de ensaio.

Após a realização do experimento, o professor pode solicitar aos alunos que descrevam os resultados em uma tabela, semelhante à apresentada abaixo. Em seguida, devem elaborar uma explicação para as colorações das soluções.

| <i>Tubo</i> | <i>Descrição</i> | <i>Cor da solução após o experimento</i> |
|-------------|--|--|
| <i>1</i> | <i>Solução vermelho de cresol, tubo descoberto</i> | |
| <i>2</i> | <i>Solução vermelho de cresol, tubo coberto</i> | |
| <i>3</i> | <i>Solução vermelho de cresol, folíolo, tubo descoberto</i> | |
| <i>4</i> | <i>Solução vermelho de cresol, folíolo, tubo descoberto com maior intensidade luminosa</i> | |
| <i>5</i> | <i>Solução vermelho de cresol, folíolo, tubo coberto</i> | |
| <i>6</i> | <i>Solução vermelho de cresol, folíolo, tubo coberto com maior intensidade luminosa</i> | |

4.5. Capítulo 4 Sugestões para o Professor

Esse capítulo tem por objetivo apresentar algumas propostas de utilização do material. Embora o potencial de uso seja amplo, podendo ser usado em disciplinas da Formação Geral Básica e em disciplinas de Itinerário Formativo, as propostas aqui apresentadas serão focadas na realização de oficinas temáticas. Além disso, ao final do capítulo serão apresentadas sugestões de respostas para os problemas propostos.

CAPÍTULO 1 – Aspectos históricos

A abordagem histórica do tema eletroquímica é fundamental para romper a visão de ciência como sendo imutável e neutra, fazendo com que o estudante a compreenda como uma construção humana que passa por diversas fases. Além disso, possibilita que o estudante perceba a evolução de conceitos científicos e definições e ainda contribui para trabalhar os aspectos epistemológicos da ciência. Cabe destacar o significado de epistemologia: segundo Munford e Lima (2007), esse termo está associado ao que é o conhecimento científico e aos processos de produção, validação e transformação do

mesmo. Dessa forma, para além do que foi exposto, a exploração do capítulo pode ainda ser pautada nos seguintes objetivos:

- Analisar a evolução de conceitos eletroquímicos e os processos e produtos tecnológicos que surgiram a partir do desenvolvimento científico da área.
- Conhecer nomes que revolucionaram a história científica na área da eletroquímica.
- Relacionar as descobertas do campo da eletricidade às que ocorreram nos campos da Biologia e da Química e ao desenvolvimento da eletroquímica como campo de estudo;
- Produzir um produto de divulgação científica sobre a história da eletroquímica.

Uma proposta de abordagem interdisciplinar desse capítulo inclui a interação entre as áreas de Biologia, História, Física, Química e Literatura. Cada área pode abordar os assuntos descritos no quadro a seguir.

Quadro 9 - Alguns dos assuntos que podem ser abordados na proposta do capítulo.

| Área | Abordagem |
|-------------------|--|
| História | Eventos históricos que aconteceram nos períodos abordados no capítulo |
| Química | Evolução conceitual no campo da eletricidade e da eletroquímica |
| Física | Eletricidade estática, eletroquímica e eletromagnetismo – personagens que fizeram a ponte entre essas áreas: os trabalhos de Volta e Faraday |
| Literatura | Obras literárias que unificaram as descobertas científicas e a literatura |
| Biologia | A importância dos fenômenos elétricos para a compreensão do funcionamento do sistema nervoso |

Para as abordagens propostas, o professor de cada área pode utilizar o capítulo 1 como base para construção das suas aulas. Essas abordagens podem ser feitas

separadamente – cada professor em uma aula – ou em aulas em que os cinco professores atuem juntos, dividindo o mesmo espaço. O término do capítulo culmina com a produção, por parte dos estudantes, de um material de divulgação científica, em que eles irão utilizar os conhecimentos desenvolvidos ao longo das aulas para construir uma história em quadrinhos que aborda um dos cientistas explorados ao longo das aulas. Nascimento e Silva (2018) destacam que além do uso de histórias em quadrinhos proporcionarem uma diversificação metodológica e tornarem as aulas mais atrativas, esse recurso permite que o estudante se expresse de forma crítica e criativa.

Outra opção é a realização de um teatro por parte dos estudantes, em que eles retratam episódios de construção e evolução conceitual, como o que ocorreu entre Volta e Galvani.

Número de aulas sugerido: 4 aulas de 50 minutos

Uso de recursos digitais: simulação do *pHet* colorado para apresentar a lei da indução de Faraday e *Pixton* para a produção de histórias em quadrinhos.

CAPÍTULO 2 – Conceitos eletroquímicos

Nesse capítulo, apresentamos os conceitos eletroquímicos que vão desde a atribuição de números de oxidação até as células eletroquímicas. O texto desse capítulo pode ser utilizado por professores em aulas expositivas ou como material para orientar a elaboração de sequências didáticas ou oficinas temáticas que abordem o tópico específico. Essas oficinas, como relatado no capítulo 1, podem ser pensadas de forma a abordar uma disciplina ou mais de uma em uma perspectiva interdisciplinar.

O número de possibilidades para utilização desse capítulo é vasto, então faremos duas sugestões:

1) Utilizando a temática *corrosão de metais* como situação-problema para trabalhar processos de oxidação e redução

O capítulo traz a descrição de um processo que causa uma série de impactos financeiros em diferentes áreas, seja por perdas de materiais, custos de manutenção e até mesmo impactos ambientais. Esse processo é a corrosão metálica.

Pode-se abordar processos de oxirredução com o fenômeno da corrosão como ponto de partida pode contribuir para despertar um interesse maior nos estudantes, uma vez que eles convivem com esses processos com bastante frequência no dia a dia.

O professor pode utilizar uma aula para discutir a corrosão do ferro a partir do texto contido nesse capítulo e das equações químicas apresentadas. Após essa discussão inicial, os alunos podem ser divididos em grupos para realizarem a atividade experimental proposta no capítulo sobre a temática corrosão, de forma a investigarem a influência da presença de íons na corrosão.

A atividade experimental demandaria quatro semanas para ser concluída, considerando que os estudantes coletariam dados semanalmente. Enquanto esses dados fossem coletados, outra atividade poderia ser realizada em paralelo: a produção de uma matéria de jornal sobre a corrosão do ferro. Essa atividade também é apresentada nesse capítulo. Ela constitui uma forma de exercitar a pesquisa, a troca de ideias e a aprendizagem de conteúdos procedimentais (*saber fazer*) e atitudinais (*atitudes e emoções*). É importante que o professor explique a atividade com antecedência de forma a dar tempo para que os estudantes façam pesquisas e selecionem o que irão retratar na reportagem.

Por meio dessa abordagem, é possível trabalhar conceitos como *número de oxidação*, *semi-reações de oxidação e redução* e *oxidantes e redutores*. A seguir é mostrado um quadro resumindo a sugestão apresentada.

Quadro 10 - Aulas

| Aula | Atividades |
|------|---|
| 1 | <p>Aula expositiva sobre corrosão eletroquímica explorando a formação da ferrugem, as diferentes cores do produto de corrosão formado, camada apassivadora e mecanismos de proteção.</p> <p>Explicação da atividade experimental sobre influência de íons na corrosão</p> |

| | |
|---|---|
| | |
| 2 | Início da atividade experimental. Elaboração de hipóteses e realização do experimento (os dados serão coletados ao longo de quatro semanas). |
| 3 | Produção de uma matéria de jornal sobre corrosão do ferro. |

Fonte: o autor

Em relação à avaliação, tanto a matéria produzida pelos estudantes, quanto o gráfico construído ao final das quatro semanas de coleta de dados juntamente com a conclusão escrita por cada grupo, podem ser utilizadas. Os resultados das pesquisas feitas pelos estudantes sobre prejuízos causados pela corrosão e as formas de proteção metálica, aliadas ao mecanismo de corrosão que deve estar contida na matéria produzida podem mostrar diversas habilidades desenvolvidas pelos estudantes. Tais habilidades vão além do domínio conceitual, envolvem, como relatado anteriormente, conteúdos procedimentais e atitudinais.

A BNCC estabelece que ao longo da sua trajetória escolar, os alunos sejam capazes de

(EM13LP33) Produzir textos para a divulgação do conhecimento e de resultados de levantamentos e pesquisas – texto monográfico, ensaio, artigo de divulgação científica, verbete de enciclopédia (colaborativa ou não), infográfico (estático ou animado), relato de experimento, relatório, relatório multimidiático de campo, reportagem científica, *podcast* ou *vlog* científico, apresentações orais, seminários, comunicações em mesas redondas, mapas dinâmicos etc. –, considerando o contexto de produção e utilizando os conhecimentos sobre os gêneros de divulgação científica, de forma a engajar-se em processos significativos de socialização e divulgação do conhecimento.

(BRASIL, 2017, p.509)

Dessa forma, a utilização das atividades propostas no capítulo contribui para o desenvolvimento dessa habilidade que, embora não esteja associada ao campo das Ciências da Natureza no documento, é fundamental como forma de comunicação científica, além de aprimorar a alfabetização científica.

As atividades propostas e a sugestão da abordagem utilizando o texto descrito no capítulo também possibilita ao aluno:

Analisar situações-problema e avaliar aplicações do conhecimento científico e tecnológico e suas implicações no mundo, utilizando procedimentos e linguagens próprios das Ciências da Natureza, para propor soluções que considerem demandas locais, regionais e/ou globais, e comunicar suas descobertas e conclusões a públicos variados, em diversos contextos e por meio de diferentes mídias e tecnologias digitais de informação e comunicação (TDIC).

(BRASIL, 2017, p.539)

O trecho citado é uma competência específica da área de Ciências da Natureza da BNCC. Por ser uma competência, engloba diversos conhecimentos, habilidades e atitudes que os alunos devem mobilizar para desenvolvê-la. Isso mostra o potencial das atividades apresentadas e da sequência didática sugerida.

2) Utilizando a temática *células a combustíveis* para trabalhar células eletroquímicas

O capítulo descreve as células a combustíveis como formas de geração de energia e detalha o funcionamento da célula que funciona a partir da oxidação do gás hidrogênio. Além disso, destaca a existência de certos veículos de transporte público que utilizam essa fonte de energia circulando no Rio de Janeiro com tecnologia nacional. Esse fato pode ser explorado, de forma a mostrar o protagonismo do Brasil em relação a essa tecnologia na América Latina.

Muitas vezes o tema células eletroquímicas espontâneas é explorado apenas à luz de um modelo datado de célula eletroquímica – a célula de Daniell. Apesar de ser um modelo didático útil por facilitar a compreensão do funcionamento de dispositivos de geração de energia elétrica a partir da energia química, já se encontra distante das

tecnologias atuais envolvendo esses dispositivos. A problematização envolvendo essas tecnologias pode não só tornar significativa a aprendizagem de conceitos eletroquímicos, como também despertar a curiosidade dos estudantes acerca dos dispositivos modernos e em desenvolvimento, além de valorizar a ciência nacional, de forma a tornar evidente que pesquisas de ponta são desenvolvidas no país.

Nesse sentido, é proposta uma atividade em grupo no qual os estudantes são colocados diante uma situação-problema envolvendo *biocélulas a combustíveis* em comparação com células a combustíveis tradicionais. Nessa atividade, eles devem elaborar um relatório sobre o funcionamento de uma biocélula a combustível que forneça uma voltagem pré-determinada para uma indústria que tem interesse em adquiri-la. Para isso, eles devem mobilizar e articular diversos conceitos de eletroquímica.

Apesar de a eletrólise não ser abordada com detalhes no material, diversas atividades e a sugestão de leitura apresentadas no capítulo envolvem o tema. Inclusive, a temática células a combustíveis pode ser trabalhada introduzindo-se os conceitos de eletrólise para explorar a produção do gás hidrogênio. A figura a seguir, disponível na página da Financiadora de Estudos e Projetos (FINEP), mostra como o hidrogênio é produzido para abastecer os ônibus do Rio de Janeiro que funcionam à base de células a combustível. A leitura do texto disponível na página pode ser uma forma de iniciar a discussão.

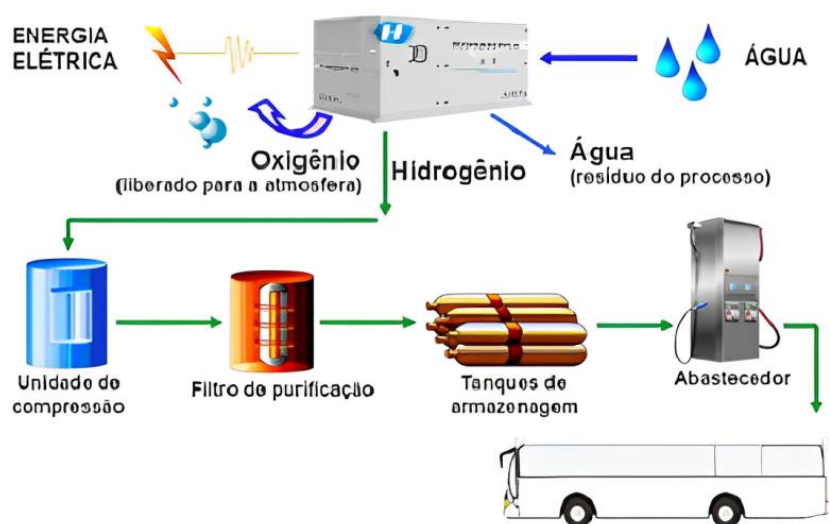


Figura 83 - Processo de produção de hidrogênio. Disponível em <<http://www.finep.gov.br/a-finep-externo/aqui-tem-finep/onibus-a-hidrogenio>>. Acesso em 12 de Agosto de 2023

As atividades propostas no capítulo requerem a produção escrita por parte dos estudantes. De acordo com Finkenstaedt-Quinn *et al.* (2021), a escrita contribui para a construção de significado de conceitos científicos e estimula o pensamento e a reflexão. Essas atividades colocam os estudantes em diferentes papéis para comunicar os resultados para públicos variados, o que exige a adaptação da escrita e a reestruturação de conceitos para torná-los claros para o público em questão. Nascimento e Silva (2018) destacam que a produção escrita nas aulas de Ciências chega a 5%, ao contrário do que acontece na disciplina de Língua Portuguesa, onde esse percentual chega a 60%. Considerando o exposto, as atividades disponibilizadas no material possibilitam a articulação conceitual e o trabalho com a adaptação da linguagem científica, além de introduzir a escrita científica como parte das competências desenvolvidas pelos estudantes. Munford e Lima (2007) destacam que quando os estudantes comunicam e justificam suas explicações, a aprendizagem de conceitos torna-se mais aprofundada e significativa. Dessa forma, o retorno dos professores acerca das produções dos estudantes é uma parte fundamental para que os objetivos descritos sejam alcançados. Isso porque, ainda de acordo com Munford e Lima (2007), raramente desenvolvemos nas salas de aula normas de comunicação científica na ciência escolar como, por

exemplo, os elementos essenciais em uma explicação científica. Discutir as respostas dos estudantes é uma oportunidade para que eles aprimorem a escrita científica.

O capítulo também propõe algumas atividades experimentais de caráter investigativo. Munford e Lima (2007) destacam que a abordagem investigativa é uma forma de levar à escola aspectos inerentes à prática dos cientistas, de forma a romper uma divergência muito frequente: a ciência da escola e a ciência dos cientistas. Os mesmos autores caracterizam a atividade como investigativa como tendo uma questão de orientação científica a partir da qual os estudantes utilizam evidências e dados para elaborar explicações. Essas explicações devem ser comparadas com alternativas e baseadas com fundamentação a partir de fontes de conhecimento científico. Por fim, os estudantes devem comunicar e justificar as explicações dadas. Essas características são encontradas, por exemplo, na atividade que envolve desenhar um aparato eletroquímico.

CAPÍTULO 3 – PROCESSOS BIOLÓGICOS

Nesse capítulo, três processos biológicos são abordados utilizando conceitos eletroquímicos discutidos nos capítulos 1 e 2. O primeiro deles é a natureza elétrica do impulso nervoso. Iniciamos esse capítulo com comentários acerca da questão da saúde mental, um tema que tem causado preocupação nas escolas, sobretudo após o período de pandemia. A partir dessa contextualização, a fisiologia neuronal, é desenvolvida e a problematização inicial é retomada em uma perspectiva puramente biológica.

O professor pode utilizar o material para desenvolver uma sequência didática com enfoque Ciência, Tecnologia e Sociedade (CTS), uma vez que, como comentado por Silva e Marcondes (2015), um ciclo de aprendizagem CTS começa com um problema de natureza social, a partir do qual tecnologias relacionadas a esse problema são discutidas, conceitos científicos são trabalhados, as tecnologias são revisitadas com um novo olhar ou novas são apresentadas e, por fim, o problema inicial é retomado. A problematização da temática saúde mental é muito ampla e complexa, mas os conceitos trabalhados no capítulo serão desenvolvidos a partir dessa discussão inicial. Em relação às tecnologias, destacam-se aquelas responsáveis pela determinação do potencial de membrana neuronal e os medicamentos antidepressivos. Um trabalho colaborativo entre professores de Química e Biologia no desenvolvimento dessa sequência didática pode

potencializar a aprendizagem tanto de conceitos eletroquímicos quanto de fisiologia neuronal. Além disso, os estudantes serão instrumentalizados para lidar com informações acerca da saúde mental disponíveis em diferentes veículos, uma vez que termos como neurônios, potencial de ação, neurotransmissores, sinapses e antidepressivos estão no contexto da discussão dos temas aqui tratados.

Outro processo biológico discutido no capítulo é a respiração celular. Inicialmente destacamos o papel da respiração celular para a geração de energia no interior das células. A partir dessa problematização inicial, diversos conceitos são desenvolvidos como o de caloria, variação de entalpia, reações de combustão e a descrição eletroquímica do fenômeno.

Uma analogia feita entre respiração celular e o funcionamento de uma pilha pode ser utilizada para explicar a natureza eletroquímica do fenômeno biológico. Essa analogia pode ser utilizada, inclusive, para explorar células eletroquímicas em uma perspectiva diferente da célula de zinco e cobre usualmente utilizada para descrever uma pilha. A descrição de fenômenos a partir de conceitos já conhecidos pelos estudantes pode favorecer a aprendizagem significativa (Ausubel, 1964).

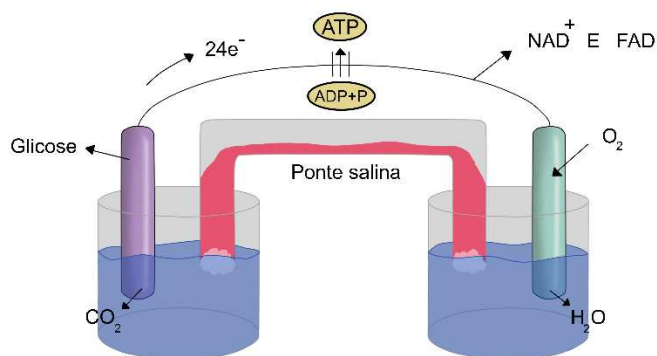


Figura 84 - Comparação entre a respiração celular e uma célula eletroquímica espontânea. Fonte: o autor.

Uma oficina temática pode ser desenvolvida a partir dos conceitos de respiração celular, eletroquímica e eletrodinâmica. Essa oficina pode ser feita de forma colaborativa entre professores de Biologia, Física e Química. Inicialmente, os estudantes são apresentados ao conceito de taxa metabólica basal. Cada estudante, então, deve calcular sua taxa metabólica basal. A partir dessa taxa, por meio de cálculos termoquímicos, eletroquímicos e utilizando conceitos de eletrodinâmica, eles devem calcular a potência elétrica diária requerida para a sobrevivência de um indivíduo e comparar com diversos aparelhos utilizados por eles em seu cotidiano.

O último processo biológico desenvolvido no capítulo é a fotossíntese. Esse processo inicia-se a partir da discussão sobre o branqueamento de corais e como isso afeta os ecossistemas aquáticos. De forma semelhante ao que foi descrito para a fisiologia neuronal, o professor pode utilizar essa situação para desenvolver uma sequência didática com pressupostos CTS para trabalhar fotossíntese, utilizando o texto apresentado no capítulo para a discussão conceitual. Como tecnologias associadas à fotossíntese abordadas no capítulo destacam-se os biorreatores que utilizam algas para converter o dióxido de carbono em biodiesel e o mecanismo de ação de herbicidas. Então, diversos trechos podem ser aproveitados para a construção de sequências didáticas CTS. Além disso, são propostas diversas atividades experimentais que utilizam materiais de baixo custo que podem ser utilizadas tanto para demonstração quanto de forma investigativa.

O texto acerca do processo de fotossíntese pode ser utilizado para que o professor faça uma comparação entre a fotossíntese oxigênica e a anoxigênica. O professor pode propor uma discussão a respeito do porquê, apesar de a fotossíntese anoxigênica ser mais energeticamente favorável, a fotossíntese oxigênica é a predominante atualmente. Essa comparação energética pode ser feita no desenvolvimento da atividade de investigação proposta no material. Nessa discussão, é importante colocar em pauta a importância do surgimento da respiração celular aeróbica e sua maior eficiência na oxidação de açúcares, assim como a necessidade do surgimento de mecanismos de combate às espécies reativas de oxigênio ausentes antes da produção em grande escala de oxigênio.

É usual os professores de Química ouvirem falas do tipo “Ah, mas isso é Biologia!” quando alguma temática biológica é abordada nas aulas. A diversidade de

conceitos de diferentes áreas relacionados tanto nas abordagens propostas quanto nas atividades contidas nesse capítulo (e nos outros) evidenciam que as Ciências da Natureza estão intimamente relacionadas e isso pode ajudar a refutar a visão segmentada das Ciências que é usualmente construída nos estudantes.

4.5.1. Respostas das atividades propostas

Atividade 1

É esperado que os estudantes afirmem que a energia entregue aos elétrons na tomada de 220 V é superior à suportada pelo videogame (110 V). O excesso de energia, ao ser convertida em aquecimento, pode danificar os componentes eletrônicos e comprometer o funcionamento do aparelho. No entanto, na situação reversa, na qual um aparelho de 220 V é ligado em uma tomada de 110 V, o carregamento é possível, apesar de ocorrer de maneira mais lenta do que o esperado para uma tomada de 220 V.

Espera-se que na resposta dos estudantes ao comentário na página da notícia citada pela atividade se encontrem elementos que relacionem o conceito de voltagem à energia dos elétrons.

Atividade 2

1) O NAD^+ é o aceptor intermediário, uma vez que ao receber elétrons, leva-os para outra espécie durante o processo respiratório. O O_2 , por sua vez, recebe os elétrons transportados pelos aceptores NAD^+ e FAD , transformando-se em água no processo. Por isso, ele atua como aceptor final de elétrons no processo respiratório.

2) A maior vascularização sanguínea nos músculos de pessoas que praticam regularmente exercícios físicos é justificada pela alta taxa de respiração celular nesses órgãos, já que devem produzir energia para sustentar as atividades físicas. Assim, a elevada vascularização gera um alto aporte de oxigênio para esses órgãos.

Atividade 3

Nessa reação, verifica-se que o átomo de carbono do AMINOÁCIDO glicina é OXIDADO pelo íon hipoclorito e o átomo de cloro tem seu número de oxidação alterado de +1 para -1.

Atividade 4

1)

| <i>Espécie química</i> | <i>NOx do elemento em negrito</i> | <i>Justificativa</i> |
|------------------------|---------------------------------------|--------------------------------|
| N_2O | +1 | Regras práticas 3.3 e 3.7 |
| H_2O | +1 | Regras práticas 3.3 e 3.7 |
| Mg_3P_2 | -3 | Regras práticas 3.2 e 3.7 |
| Al_2S_3 | -2 | Regras práticas 3.6 e 3.7 |
| NaI | -1 | Regras práticas 3.1 e 3.7 |
| $AgCl_4^{3-}$ | -1 | Regras práticas 3.6 e 3.7 |
| PO_4^{3-} | +5 | Regras práticas 3.3 e 3.7 |
| $C_6H_{12}O_6$ | 0 | Regras práticas 3.1, 3.3 e 3.7 |
| SO_3 | +6 | Regras práticas 3.3 e 3.7 |
| BCl_3 | +3 | Regras práticas 3.5 e 3.7 |
| $ZnSO_4$ | +6 | Regras práticas 3.3, 3.6 e 3.7 |

2)

Estrutura de Lewis para o íon peróxido:

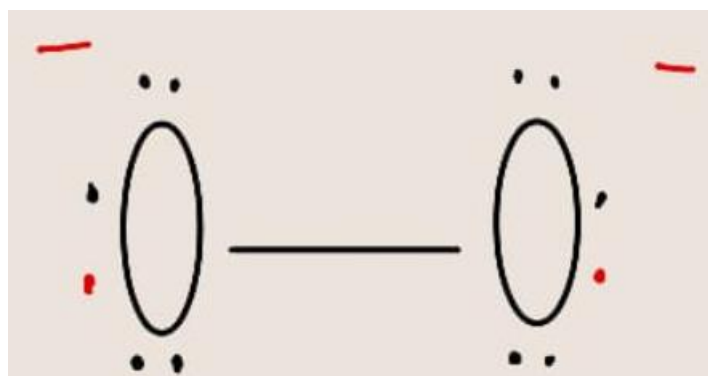


Figura 85 - Estrutura do íon peróxido. Fonte: o autor.

Cada oxigênio possui um elétron adicional (em vermelho) e, por isso, apresenta NOx igual a -1.

Atividade 5

a) +3

b) Como ocorre oxidação dos íons ferro nesse processo, o nitrogênio deve receber os elétrons perdidos no processo.

c) Transportar oxigênio (O₂) por meio de uma ligação covalente.

Um indivíduo que ingeriu carne com excesso de íons nitrito poderá ter problemas no transporte de oxigênio devido à oxidação dos íons ferro da hemoglobina. Na doença *metemoglobinemia*, os íons Fe²⁺ da hemoglobina são oxidados a Fe³⁺, prejudicando o transporte de oxigênio. Para o tratamento dessa doença, deve-se utilizar uma substância que atue como agente redutor para os íons Fe³⁺ voltarem ao estado de oxidação +2.

Atividade 6

Nessa atividade, o objetivo é constatar, por meio de experimentos, que a concentração salina influencia a corrosão, uma vez que a presença de íons aumenta a condutividade elétrica do meio.

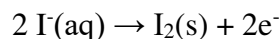
Atividade 7

Espera-se que o estudante associe a corrosão ao processo de oxidação do ferro metálico causado pela presença de oxigênio e água. Além disso, a diversidade de compostos formados nesse processo oxidativo e a influência do grau de hidratação na coloração desses compostos são aspectos interessantes de serem destacados. Por fim, mecanismos de proteção contra a corrosão do ferro envolvem proteger esse material do contato com o oxigênio por meio de coberturas feitas de tintas ou até mesmo de outros metais.

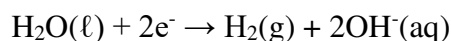
Atividade 8

Esse experimento explora o fenômeno da eletrólise, que utiliza corrente elétrica para promover reações químicas não-espontâneas. Por meio desse processo, a bateria

atua como fonte de corrente elétrica. No polo positivo do eletrodo (a “caneta eletroquímica”) ocorrerá a oxidação do íon iodeto (I^-), com formação de iodo (I_2), de coloração castanha. É a formação do iodo que possibilita a escrita a partir da corrente elétrica. O processo é representado pela semi-equação a seguir:



Como o papel alumínio estará ligado ao polo negativo, haverá redução das moléculas de água, representada pela semi-equação:



Esse processo justifica a formação de bolhas de gás (hidrogênio) ao longo do experimento.

Atividade 9

Se o eletrólito da ponte salina for constituído por um ânion e um cátion que migram com velocidades de difusão próximas, o potencial de junção líquida será minimizado. Entre os sais apresentados, o KCl é a melhor opção, pois como os íons K^+ e Cl^- apresentam massas molares próximas, eles terão, conseqüentemente, velocidades de difusão similares.

Atividade 10

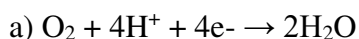
Forma-se uma célula eletroquímica na qual o ânodo é o pedaço de papel alumínio ($\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$) e o cátodo é o óxido de prata (Ag_2O) da amálgama dentária ($\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Ag}^0 + \text{O}^{2-}$). O fluxo de elétrons do alumínio para a amálgama estimula o nervo e causa a sensação dolorosa.

Atividade 11

Objetos de prata escurecem devido à oxidação da prata. Os compostos formados nesse processo incluem Ag_2S ou Ag_2O . Assim, uma forma de recuperar a prata metálica é reduzir os íons Ag^+ . Com isso, pode-se utilizar o alumínio metálico (Al) que, ao oxidar, reduz os íons Ag^+ . O vinagre atua como um meio eletrolítico. É importante destacar que ocorre formação de etanoato de alumínio, que é tóxico. Então, uma sugestão é o uso de uma solução salina constituída por cloreto de sódio ou bicarbonato de sódio no lugar do vinagre.

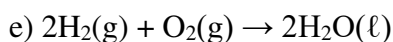
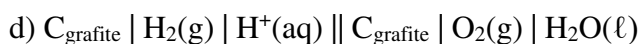
Atividade 12

Para construir uma bateria com uma certa diferença de potencial por associação em série de células eletroquímicas com menos células possível, é necessário escolher um ânodo com menor potencial de eletrodo possível. Assim, as bactérias do hidrogênio constituem a melhor opção.



b) Bactéria do hidrogênio

c) $E_{\text{célula}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}} = +0,68 \text{ V} - (-0,42 \text{ V}) = +1,10 \text{ V}$

Atividade 13

Através da equação de Nernst, nota-se que um aumento da concentração do íon Cu^{2+} iria elevar o valor do potencial de eletrodo, conforme mostrado a seguir. Dessa forma, isso iria resultar em uma elevação do potencial da célula galvânica.

$$E = (+0,34) - \frac{0,0592}{2} \log\left(\frac{1}{10[Cu^{2+}]}\right)$$

$$E = (+0,34) - \frac{0,0592}{2} ([-1] + \log\left(\frac{1}{[Cu^{2+}]}\right))$$

$$E = (+0,37) - \frac{0,0592}{2} (\log\left(\frac{1}{[Cu^{2+}]}\right))$$

Atividade 14

1) A influência dos íons sódio na pressão arterial é justificada pela elevação da pressão osmótica sanguínea causada pelo aumento da concentração desse íon. Isso promove a migração de água para os vasos sanguíneos, elevando, assim, a pressão arterial.

2) Com o bloqueio da atividade da bomba de sódio e potássio, os íons sódio tendem a se acumular no interior das células.

3) O aumento da concentração de sódio intracelular eleva o potencial de membrana, o que pode desencadear a abertura de canais iônicos sensíveis a voltagem e até mesmo

iniciar impulsos nervosos em células excitáveis. A análise da equação de Nernst permite visualizar esse aumento.

Em $E = - 61 \log \frac{[Na^+]_{extra}}{[Na^+]_{intra}}$. Se houver mais sódio no meio intracelular do que no extracelular, o potencial de membrana assume um valor positivo (considerando, por simplificação, uma célula permeável apenas ao íon sódio).

Atividade 15

Nessa atividade, espera-se que os estudantes cite como fatores sociais e econômicos: longas jornadas de trabalho, exposição a condições climáticas extremas e falta de equipamentos de proteção adequados, que elevam os níveis de estresse e fadiga, que comprometem a saúde mental. Além disso, a pressão financeira que envolve insegurança e preocupações com a subsistência contribui para a ansiedade e depressão. Por fim, o isolamento social leva à falta de interações sociais.

Entre os fatores ambientais está a exposição aos agrotóxicos que, de acordo com as referências indicadas, pode afetar a função de neurotransmissores como a serotonina e o GABA. O primeiro está associado ao bem-estar e ao controle de humor. Já o segundo está associado à atividade inibitória dos neurônios, ou seja, atua reduzindo a atividade neuronal. Ao interferir com a atividade do GABA, os agrotóxicos podem provocar sobrecarga de atividade neuronal, levando ao quadro de ansiedade.

Atividade 16

- 1) A) x = repouso; y = despolarização; z = repolarização; w = hiperpolarização.
B) A redução da bainha de mielina diminui a velocidade da condução do impulso nervoso.
- 2) A) abertura de canais de sódio.
B) O pico do potencial de ação, com o fechamento de canais de sódio e a abertura dos canais de potássio.
C) A membrana inicia o processo de repolarização devido ao fechamento dos canais de sódio e a abertura dos canais de potássio. O funcionamento de bomba de sódio e potássio é essencial nessa etapa.

D) Os canais de potássio estão fechados.

3) A) I = dendritos; II = corpo celular; III = axônio; IV = terminal axonal.

B) Placa motora. O neurotransmissor geralmente envolvido no processo é a acetilcolina. A célula muscular responde a este estímulo químico realizando a contração muscular.

C) Na membrana do axônio o meio interno apresenta carga negativa e a externa, positiva. Isso ocorre, principalmente, devido à maior concentração de íons sódio no meio extracelular em relação ao intracelular. Durante a despolarização ocorre a inversão dessas cargas, uma vez que ocorre influxo de sódio para o meio interno.

D) A fibra A é a fibra mielinizada devido a sua maior velocidade de condução do impulso nervoso. A bainha de mielina funciona como isolante elétrico e aumenta a velocidade de condução (condução saltatória).

4) Mediu-se a velocidade de propagação do impulso nervoso ao longo da fibra nervosa.

5) O estado inativado. O fato de que a inativação dura alguns milésimos de segundos garante que num intervalo de 1ms somente o canal fechado e não inativado possa abrir. Isso é denominado período refratário.

6) Com o bloqueio de canais de sódio, não ocorrerá despolarização da membrana plasmática e o consequente disparo do potencial de ação. Portanto, não haverá transmissão de impulso nervoso e nem a liberação do neurotransmissor, inativando temporariamente esta via de sinalização.

Atividade 17

1) A equação de Nernst para o eletrodo de oxigênio tem a forma

$$E = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{1}{[O_2][H^+]^4}$$

Variações no termo $\ln \frac{1}{[O_2][H^+]^4}$ geram variações no potencial.

2,3 e 4) A análise dos experimentos da tabela permite concluir que os elétrons são entregues na sequência mostrada a seguir. Na figura a seguir, o símbolo X indica onde os inibidores atuam e A os aceptores de elétrons da cadeia respiratória.

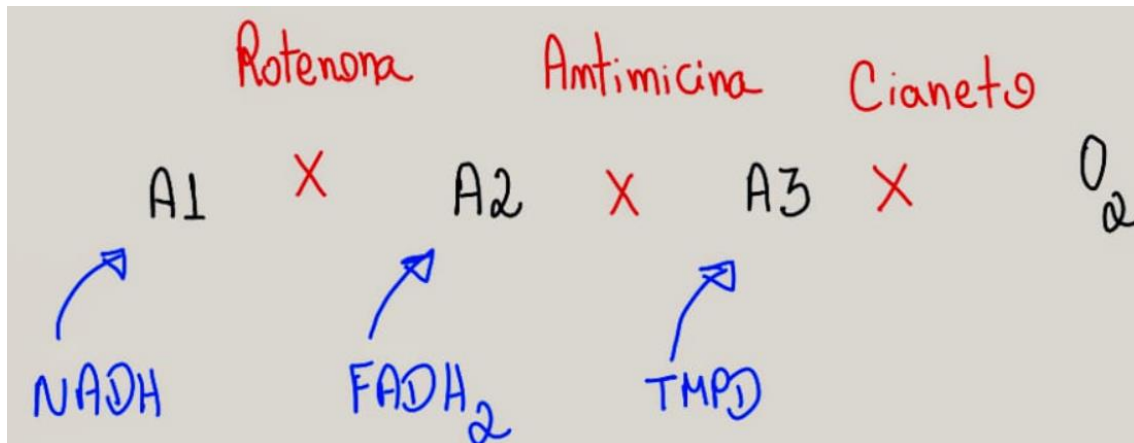


Figura 86 - Sequência de aceptores na cadeia respiratória. O NADH é gerado pelo reagente β -hidroxibutirato e o FADH₂ pelo succinato. Fonte: o autor.

5) A espécie NADH possui maior poder redutor, pois os aceptores na cadeia respiratória são dispostos em ordem crescente de potencial de redução. Seu poder redutor é justificado pelo fato de ele entregar elétrons ao primeiro acceptor da cadeia.

Atividade 18

O potencial associado à oxidação do NADH pelo O₂ é dado por:

$$E = E(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - E(\text{NAD}^+/\text{NADH}) = +0,815 - (-0,315) = +1,13 \text{ V.}$$

Assim, a variação de energia livre associada a esse processo é

$$\Delta G = -2 \text{ mols} \times 96485 \text{ C/mol} \times 1,13 \text{ J/C} = 218056,1 \text{ J ou } 218,056 \text{ kJ.}$$

Para produzir 1 mol de ATP é necessário 30,5 kJ de energia livre. Para gerar 2,5 mols de ATP são necessários 76,25 kJ. Assim, como a oxidação de 1 mol de NADH gera, aproximadamente, 2,5 mols de ATP, a eficiência desse processo é calculada como:

$$\text{Eficiência} = \frac{\text{Energia Utilizada}}{\text{Energia total produzida}} = \frac{76,25 \text{ kJ}}{218,06 \text{ kJ}} = 0,3497 \text{ ou } \sim 35\%.$$

Assim, a produção de ATP pela oxidação do NADH é mais eficiente que o motor de um automóvel.

Atividade 19

Usando como base um indivíduo do sexo masculino de 60 kg, temos:

$$1) \text{ Gasto calórico diário} = [0,084x(60) + 2,112]x239 \text{ kcal} = 1709,33 \text{ Kcal}$$

$$6 \text{ mols de O}_2 - 670 \text{ kcal}$$

$$6 \times (6 \times 10^{23} \text{ moléculas de O}_2) - 670 \text{ kcal}$$

$$36 \times 10^{23} \text{ moléculas de O}_2 - 670 \text{ kcal}$$

$$x \text{ moléculas de O}_2 - 1709,33 \text{ kcal}$$

$$x = 9,18 \times 10^{24} \text{ moléculas de O}_2 \text{ (15,31 mols de O}_2)$$

2) A redução de 1 mol de O₂ envolve 4 mols de e⁻, assim:

$$1 \text{ mol de O}_2 - 4 \text{ mols de e}^-$$

$$15,31 \text{ mols de O}_2 - y \text{ mols de e}^-$$

$$y = 61,24 \text{ mols de e}^-$$

3) A carga elétrica envolvida na redução do oxigênio ao longo de 1 dia é:

$$C = nF = 61,24 \text{ mols} \times 96500 \text{ C/mol} = 5909660 \text{ C.}$$

O tempo, em segundos, correspondente a 1 dia é

$$s = 1 \text{ dia} \times (24 \text{ h/dia}) \times (60 \text{ min/h}) \times (60 \text{ s/min}) = 86400 \text{ s.}$$

Assim, a corrente elétrica é:

$$i = \frac{5909660 \text{ C}}{86400 \text{ s}} = 68,4 \text{ A}$$

4) O potencial associado à oxidação do NADH é

$$E_1 = E(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - E(\text{NAD}^+/\text{NADH}) = 1,18 \text{ V.}$$

Já o potencial associado à oxidação do FADH₂ é

$$E_2 = E(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - E(\text{FAD}/\text{FADH}_2) = +0,89 \text{ V.}$$

Assim, o potencial associado à oxidação de ambos na respiração celular é

$$E_R = (1,18)\frac{2}{3} + (0,89)\frac{1}{3} = +1,08 \text{ V.}$$

A potência elétrica é, portanto,

$$P = +1,08V \times 68,4 A = 73,9 W$$

Atividade 20

A proposta apresentada de instalar tanques com algas próximos a indústrias ou a ruas de cidades altamente congestionadas pode contribuir para atingir o Objetivo de Desenvolvimento Sustentável (ODS) número 11.6 da ONU. O ODS 11.6 faz parte da Agenda 2030 para o Desenvolvimento Sustentável da ONU, que é um plano global para promover o desenvolvimento sustentável em diversas áreas até o ano 2030. O ODS 11.6 em questão está relacionado ao objetivo mais amplo do ODS número 11, que se concentra em tornar as cidades e os assentamentos humanos inclusivos, seguros, resilientes e sustentáveis.

O ODS 11.6 específico afirma o seguinte:

"Reduzir o impacto ambiental negativo per capita das cidades, inclusive prestando especial atenção à qualidade do ar, gestão de resíduos municipais, gestão de águas pluviais e poluição sonora."

A proposta de instalar fotobiorreatores com algas próximos a indústrias ou áreas urbanas congestionadas se encaixa nesse objetivo de várias maneiras, como, por exemplo:

Redução da emissão de CO₂: principal produto da queima de combustíveis fósseis é o dióxido de carbono (CO₂), um dos principais gases de efeito estufa responsáveis pelas mudanças climáticas. As algas usadas nos fotobiorreatores absorvem o CO₂ atmosférico durante a fotossíntese. Ao instalar esses tanques de algas próximos a fontes de emissões de CO₂, como indústrias e áreas urbanas congestionadas, as algas podem ajudar a capturar e reduzir as emissões de CO₂, contribuindo assim para melhorar a qualidade do ar e reduzir o impacto ambiental negativo das cidades.

Gestão de resíduos: Além de capturar CO₂, as algas também podem ser usadas para tratar resíduos orgânicos e poluentes presentes na água. Isso pode ajudar na gestão de resíduos municipais e na melhoria da qualidade da água, o que está alinhado com a preocupação ambiental e a gestão sustentável dos recursos naturais.

Promoção de energia limpa: As algas podem ser uma fonte de energia renovável quando seus óleos são transformados em biodiesel. Isso pode contribuir para a transição para fontes de energia mais limpas e sustentáveis, reduzindo a dependência de combustíveis fósseis.

Atividade 21

Respostas pessoais.

Atividade 22

Durante a atividade, os alunos terão a oportunidade de observar a ascensão diferencial dos pigmentos na folha de papel. Isso pode levar a discussões sobre a estrutura molecular dos pigmentos e como essa estrutura influencia sua migração na cromatografia. Por exemplo, eles podem aprender que a polaridade dos pigmentos e do papel filtro afeta a taxa de migração. A atividade também é uma introdução à técnica de cromatografia. Os estudantes podem aprender como a cromatografia é usada para separar substâncias com base em suas afinidades por uma fase estacionária (o papel filtro) e uma fase móvel (o extrato de álcool). Isso pode ser uma oportunidade para discutir os princípios da cromatografia e suas aplicações em química e biologia.

Atividade 23

Na discussão acerca sobre a fluorescência da clorofila cabe destacar que as clorofilas só são fluorescentes em solução aquosa. Quando estão associadas a outros pigmentos nos tilacoides a relaxação ocorre por outras formas. Essa atividade pode ser uma excelente oportunidade para abordar as formas de transferência de energia que ocorrem entre pigmentos fotossintetizantes.

Atividade 24

A fotossíntese oxigênica apresenta o potencial associado ao processo de

$$E = E(\text{NADP}^+/\text{NADPH}) - E(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = -1,55 \text{ V.}$$

Já a fotossíntese anoxigênica, por oxidação de sulfeto de hidrogênio, tem o potencial associado de

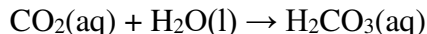
$$E = E(\text{NADP}^+/\text{NADPH}) - E(\text{S}/\text{H}_2\text{S}) = -0,80 \text{ V.}$$

Dessa forma, pela análise dos potenciais, percebe-se que é necessário a entrada de menos energia para desencadear o processo fotossintético anoxigênico. No entanto, a baixa disponibilidade de H₂S em relação à H₂O torna o processo desfavorável. Vale destacar que, pela análise da equação de Nernst, a concentração influencia o potencial de eletrodo. Além disso, o oxigênio formado na fotossíntese oxigênica possibilitou um maior rendimento energético com o surgimento de processos metabólicos aeróbios.

Atividade 25

Nesse experimento, os estudantes terão oportunidade de verificar que as plantas realizam tanto a respiração celular quanto a fotossíntese. Durante o dia, as plantas realizam tanto a respiração celular (que produz dióxido de carbono) quanto a fotossíntese (que consome o dióxido de carbono). À noite, ou em condições de escuridão, realizam somente a respiração celular.

A produção líquida de dióxido de carbono (CO₂) resulta na sua dissolução na água e, conseqüentemente, na formação de ácido carbônico (H₂CO₃), conforme a equação a seguir.



A formação do ácido carbônico reduz o pH, o que promove alteração da coloração da solução de vermelho de cresol. Essa solução adquire coloração amarelada em pH <7,2 e vermelha em pH >8,8 (Harris, 2015).

5. CONCLUSÕES

Na presente dissertação desenvolveu-se um material de ensino de eletroquímica em uma perspectiva histórica, contextualizada e interdisciplinar com potencial para favorecer a aprendizagem significativa tanto dos temas relativos à eletroquímica quanto dos processos biológicos abordados. Além disso, o presente material pode ser a base conceitual para uma abordagem pedagógica de ensino em que o estudante atue como protagonista na resolução dos problemas, uma vez que o mesmo seria colocado no papel de um redator, pesquisador, engenheiro, dentre outros. Os problemas propostos na dissertação se apresentam em uma diversidade de abordagens, envolvendo produções

escritas, discussões em grupo, experimentação investigativa, exploração de tecnologias digitais, ou várias dessas técnicas simultaneamente. Essa estratégia pode contribuir para a formação de um indivíduo preparado para utilizar o conhecimento científico para resolver diferentes situações-problema enquanto, paralelamente, desenvolve habilidades de leitura, interpretação, comunicação, tomada de decisões, exploração de recursos tecnológicos, dentre outras.

A abordagem histórica, em especial, evidencia a natureza inacabada e progressivamente construída da Ciência, em contraste com a visão imprecisa, mas muitas vezes vigente nos estudantes de que os conceitos são fixos e imutáveis. Quando se relata, por exemplo, o “embate conceitual” entre Alessandro Volta e Luigi Galvani e como essa divergência levou ao desenvolvimento da pilha eletroquímica, evidencia-se o caráter dinâmico da prática científica além de se enfatizar como o surgimento de uma tecnologia abre caminhos para novas descobertas; esse foi o caso, por exemplo, dos experimentos de eletrólise a partir de pilhas que levaram à descoberta de novos elementos químicos e possibilitaram o surgimento de técnicas de galvanização muito utilizadas na indústria do século XIX.

As sugestões apresentadas para os professores mostram um recorte das inúmeras possibilidades de utilização deste material em sala de aula. Como destacado, ele pode ser usado de forma integral ou parcial, de acordo com a disciplina, a realidade da turma, o nível de ensino e o assunto a ser trabalhado. Muitos experimentos foram adaptados para utilizarem materiais acessíveis e de baixo custo, de forma que um maior número de professores possa utilizá-los em suas aulas.

Por fim, este trabalho apresenta aspectos da eletroquímica que geralmente não são mostrados no ensino médio, o que pode permitir que tanto professores quanto estudantes tenham uma visão integrada e ampliada de muitos processos aqui descritos. Pesquisas futuras ainda nessa linha de análise da eletroquímica em sua ampla interdisciplinaridade serão continuadas a partir da publicação dessa dissertação, assim como o produto pedagógico na página do Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI). A próxima etapa nesse processo será a avaliação do uso, por parte dos professores, do material aqui desenvolvido, de forma a aprimorá-lo e atualizá-lo.

6. CONGRESSOS APRESENTADOS

1. IV Congresso Brasileiro Interdisciplinar em Ciência e Tecnologia (COBICET 2023)

Trabalho Completo

SILVA, Douglas Costa da; BORGES, Emilio. ELETROQUÍMICA APLICADA A SISTEMAS DE INTERESSE BIOLÓGICO: RELATO DE UMA PROPOSTA DE ABORDAGEM INTERDISCIPLINAR NO ENSINO MÉDIO... In: Anais do Congresso Brasileiro Interdisciplinar em Ciência e Tecnologia. Anais...Diamantina(MG) Online, 2023. Disponível em: <https://www.even3.com.br/anais/cobicet2023/659160-ELETROQUIMICA-APLICADA-A-SISTEMAS-DE-INTERESSE-BIOLOGICO--RELATO-DE-UMA-PROPOSTA-DE-ABORDAGEM-INTERDISCIPLINAR-NO>.

2. Encontro de Ensino, Pesquisa e Extensão da FaE/UFGM (28 de Agosto de 2023 a 01 de Setembro de 2023)

Resumo Expandido: ELETROQUÍMICA NUMA PERSPECTIVA INTERDISCIPLINAR: CONSTRUÇÃO DE UM MATERIAL DIDÁTICO PARA O ENSINO MÉDIO

Apresentação Oral

3. VII Simpósio Mineiro de Educação Química (SMEQ 2023) – UNIFAL (Alfenas) (09 a 11 de Outubro de 2023)

Resumo Simples: Explorando as fronteiras da Eletroquímica: Um material interdisciplinar para o Ensino Médio com aplicações em sistemas biológicos

Apresentação Oral

4. 35º Encontro Regional da SBQ (ERSBQ 2023)– UFLA (Lavras) (20 a 22 de Outubro de 2023)

Resumo Simples: Desenvolvimento de um material didático interdisciplinar sobre Eletroquímica para o Ensino Médio

Apresentação de Banner

7. ARTIGO EM DESENVOLVIMENTO

Título provisório: A Equação de Nernst: História, Termodinâmica e Aplicações. Previsão de submissão: Fevereiro de 2024.

8. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ALBERTS, B.; BRAY, D.; JOHNSON, A. *et al. Fundamentos da Biologia Celular*. Porto Alegre: Artes Médicas Sul. 2004/2006.

ALUMÍNIO: um metal precioso. Disponível em <<https://www1.folha.uol.com.br/fsp/fovest/fo2111200612.htm>>. Acesso em 09 de abril de 2023.

ANSIEDADE (serotonina e GABA). Disponível em <http://labs.icb.ufmg.br/lpf/revista/revista1/volume1_loucura/cap5.htm>. Acesso em 06 de outubro de 2023.

AS quatro forças fundamentais da natureza. Disponível em: <<http://www.if.ufrgs.br/tex/fis01043/20032/Humberto/>>. Acesso em 16 de Abril de 2023.

BARRETO, B. S. J.; BATISTA, C. H.; CRUZ, M. C. P. Células Eletroquímicas, Cotidiano e Concepções dos Educandos. *Química Nova na Escola*, vol.39, nº1, 52-58, 2017.

BERING, C. L. Energy Interconversions in Photosynthesis. *Journal of Chemical Education*, vol. 62, nº8, ag. 1985.

BOCCHI, N.; FERRACIN, L. C.; BIAGGIO, S. R. Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental. *Química Nova na Escola*, _, nº11, p.3-9, 2010.

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

CAMPBELL, N.; REECE, J. B.; URRY, L. A. *et al. Biologia*, 10ªed. Porto Alegre: Artmed, 2010.

CÁPSULA do tempo: âmbar é resina orgânica que preserva fósseis há pelo menos 30 milhões de anos. Disponível em: <<https://g1.globo.com/sp/campinas-regiao/terra-da->

gente/noticia/2021/10/27/capsula-do-tempo-ambar-e-resina-organica-que-preserva-fosseis-ha-pelo-menos-30-milhoes-de-anos.shtml>. Acesso em 02 de Outubro de 2023.

CHANG, R. *Química*, 10ª ed. Porto Alegre: Artmed, 2010.

CHIRPICH, T. P. Electrochemistry in Organisms: Electron flow and power output. *Journal of Chemical Education*. v. 52, nº2, fevereiro de 1975. p. 99-100.

CLOROFILA. Disponível em <<https://www.infoescola.com/plantas/clorofila/>>. Acesso em 05 de junho de 2023.

COMO fazer luz negra caseira usando celular. Disponível em <<https://www.youtube.com/watch?v=AJt6PJzVNQ>>. Acesso em 05 de junho de 2023.

CONSELHO FEDERAL DE QUÍMICA. *Cartilha Química das Emoções*. Disponível em <<https://cfq.org.br/wp-content/uploads/2021/01/Cartilha-Qu%C3%ADmica-das-Emo%C3%A7%C3%B5es-1.pdf>>. Acesso em 06 de Outubro de 2023.

CROMATOGRAFIA de pigmentos. Disponível em <<http://www.ciencias.seed.pr.gov.br/modules/conteudo/conteudo.php?conteudo=316>>. Acesso em 05 de junho de 2023.

CROPER, W. H. Walther Nernst and the Last Law. *Journal of Chemical Education*. v. 64, nº1, janeiro de 1987. p. 3-8.

DEPRESSÃO, ansiedade e suicídios: a realidade dos que plantam tabaco no Brasil. Disponível em <<https://apublica.org/2022/01/depressao-ansiedade-e-suicidios-a-realidade-dos-que-plantam-tabaco-no-brasil/>>. Acesso em 06 de outubro de 2023.

DINUCLEOTÍDEO de nicotinamida e adenina. Disponível em: <https://pt.wikipedia.org/wiki/Dinucle%C3%B3tido_de_nicotinamida_e_adenina>. Acesso em 31 de maio de 2023.

DRENNAN, O. J. Faraday's Contribution to Electrolytic Solution Theory. *Journal of Chemical Education*. v. 42, nº12, dezembro de 1965. p. 679-681.

EHL, R.G.; IHDE, A. J. Faraday's Electrochemical Laws and the determination of equivalent weights. *Journal of Chemical Education*, __, p. 226-232, mai 1954.

ENTENDA o que é nitrito de sódio e seus impactos. Disponível em <<https://www.ecycle.com.br/nitrito-de-sodio/>>. Acesso em 06 de Outubro de 2023.

ESPECTRO eletromagnético. Disponível em <<https://brasilecola.uol.com.br/fisica/espectro-eletromagnetico.htm>>. Acesso em 04 de junho de 2023.

FINKENSTAEDT-QUINN, S. A.; PETERSON, M.; GERE, A. e SHULTZ, G. Praxis of Writing-to-Learn: A model for the Design and Propagation of Writing-to-Learn in STEM. *Journal of Chemical Education*. v. 98, __, ____ 2021. p. 1548-1555.

FOTOSSÍNTESE: fases clara e escura. Disponível em <<http://salabioquimica.blogspot.com/2014/06/fotossintese-fases-clara-e-escura.html>>. Acesso em 07 de junho de 2023.

GALVANI. Disponível em < <https://stringfixer.com/pt/Galvani>>. Acesso em 21 de Abril de 2023.

GONTIJO, L. M. A. *Estudo sobre a radiação térmica*. Trabalho de Conclusão de Curso (TCC) – Escola de Ciências Exatas e da Computação da Pontífca Universidade Católica de Goiás, Goiânia (GO), p. 91, 2020.

GOWIN, D. B. *Education*. New York: Cornell University Press, 1981.

HARRIS, D. C. *Análise Química Quantitativa*. Rio de Janeiro: LTC, 2008.

HETH, C. L. Energy on demand: A brief history of the development of the battery. *Substantia*, vol. 3, n°2, p. 73-82, 2019.

HMELO-SILVER, C. E. Problem-Based Learning: What and How Do Students Learn? *Educational Psychology Review*, vol.16, n°3, Sep. 2004.

HORMÔNIO ouabaína tem efeito protetor em células cerebrais. Disponível em: <<https://jornal.usp.br/ciencias/ciencias-da-saude/hormonio-ouabaina-tem-efeito-protetor-em-celulas-cerebrais/>>. Acesso em 13 de Dezembro de 2023.

INTERNATIONAL Union of Pure and Applied Chemistry - IUPAC. Compendium of Chemical Terminology - Gold Book, 2014. A versão atualizada está disponível em: <<https://goldbook.iupac.org/>>.

ISHIKI, N. A.; LIMA, F. H. B.; TICIANELLI, E. A. Redução Eletroquímica de CO₂: Refazendo Nossas Pegadas de Carbono. *Química Nova na Escola*, vol. 45, n°2, p. 109-116, mai. 2023.

KAHOOT! Disponível em: <<https://kahoot.com/>>. Acesso em 02 de Outubro de 2023.

LEI de Faraday. Disponível em: <https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulations/faradays-law>. Acesso em 08 de Setembro de 2023.

LIGHTMAN, A. *As descobertas*. [s.l.] Editora Companhia das Letras, 2015.

LIMA, M. C. Sobre o surgimento das equações de Maxwell. *Revista Brasileira de Ensino de Física*, vol. 41, n°4, __, 2019.

LIMA, D. S.; FREITAS, K. C.; MATOS, R. A. F.; SOARES, M. H. F. B.; VAZ, W. F. Depressão e antidepressivos: temas geradores para discussões químicas no nível médio de ensino. *Revista Brasileira de Ensino de C&T*, vol. 3, n°6, p. 46-63, set-dez 2013.

LOPES, R. M.; FILHO, M. V. S.; MARSDEN, M.; ALVES, N. G. Aprendizagem Baseada em Problemas: Uma experiência no ensino de Química Toxicológica. *Química Nova*, vol. 34, n°7, p.1275-1280, 2011.

MAIORIA das espécies de corais do mundo deve morrer com o aquecimento global. Disponível em <<https://canaltech.com.br/meio-ambiente/maioria-das-especies-de-corais-do-mundo-deve-morrer-com-o-aquecimento-global-208204/%3E>>. Acesso em 04 de junho de 2023.

MARCONDES, M. E. R. Proposições metodológicas para o ensino de Química: oficinas temáticas para a aprendizagem da Ciência e o desenvolvimento da cidadania. *Em Extensão*, Uberlândia (MG), vol.7, __, p.65-77, 2008.

MERÇON, F.; GUIMARÃES, P. I. C.; MAINIER, F. B. Sistemas Experimentais para o Estudo da Corrosão em Metais. *Química Nova na Escola*, vol. 33, n°1, p. 57-59, 2011.

MONK, P. M. S. *Physical Chemistry: understanding our chemical world*. Chichester: J. Wiley & Sons, 2007.

MOZENA, E. R.; OSTERMANN, F. Uma revisão bibliográfica sobre interdisciplinaridade no ensino de Ciências da Natureza. *Revista Ensaio*, vol. 16, n°2, p. 185-206, mai 2014.

NAÇÕES UNIDAS, BRASIL. *Objetivos de Desenvolvimento Sustentável*. Disponível em <<https://brasil.un.org/pt-br/sdgs>>. Acesso em 06 de Outubro de 2023.

NETO, J. A. S. P. Teoria da aprendizagem significativa de David Ausubel: perguntas e respostas. *Série-Estudos – Periódico do Mestrado em Educação da UCDB*, __, n°21, 117-130, 2006.

NETO, S. A. *Preparação e caracterização de bioanodos para biocélula a combustível etanol/O2*. 2012. 77p. Tese (Doutorado em Química) – Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras de Ribeirão Preto, Universidade de São Paulo, São Paulo, 2012.

ÔNIBUS a hidrogênio. Disponível em <<http://www.finep.gov.br/a-finep-externo/aqui-tem-finep/onibus-a-hidrogenio>>. Acesso em 20 de abril de 2023.

O que é corrente elétrica? Disponível em: <<https://www.ufrgs.br/amlef/2020/07/01/de-galvani-a-ampere-o-que-e-corrente-eletrica/>>. Acesso em 16 de Abril de 2023.

O que é gasto energético? Disponível em <<https://souesportista.decathlon.com.br/o-que-e-gasto-energetico/>>. Acesso em 19 de março de 2023.

O recife de corais raro na boca do rio Amazonas sob ameaça da extração de petróleo. Disponível em <<https://www.bbc.com/portuguese/geral-64001086>>. Acesso em 16 de junho de 2023.

OS gigantes da Engenharia Elétrica. Disponível em: <http://www.vanialima.blog.br/2014/04/os-gigantes-da-engenharia-eletrica_1.html>. Acesso em 29 de Abril de 2023.

PAHO, 2023. Disponível em: <<https://www.paho.org/pt/noticias/15-6-2021-aumento-do-lixo-eletronico-afeta-saude-milhoes-criancas-alerta-oms>>. Acesso em 29 de Agosto de 2023.

PEREIRA, M. P.; ROCHA, G. T.; SANTOS, L. G. M.; VIANA, G. C. G.; NAVARRO, A. C. Avaliação das equações de predição da taxa metabólica basal em homens e mulheres ativos residentes em Brasília, DF, Brasil. *Revista Brasileira de Nutrição Esportiva*, vol. 2, n°8, p. 67-75, março-abril 2008.

PHET COLORADO: NEURÔNIO. Disponível em <https://phet.colorado.edu/sims/html/neuron/latest/neuron_all.html?locale=pt_BR>. Acesso em 20 de junho de 2023.

RAICIK, A. C. Galvani, Volta e os experimentos cruciais: a emblemática controvérsia da eletricidade animal. *Investigações em Ensino de Ciências*, vol. 25, n°1, p. 358-383, 2020.

REECE, J. B.; URRY, L. A.; CAIN, M. L.; WASSERMAN, S. A.; MINORSKY, P. V.; JACKSON, R. B. *Biologia de Campbell*. 9. ed. Porto Alegre: Artmed, 2015.

RUSSEL, J. B. *Química Geral*2. São Paulo: MAKRON Books, Ltda, 1994, 1268 p.

SACKS, O. *Tio Tungstênio*. [s.l.] Editora Companhia das Letras, 2021.

SADAVA, D.; HELLER, C.; ORIAN, G. H.; PURVES, W. K.; HILLS, D. M. *Vida: a Ciência da Biologia. Volume I: Célula e Hereditariedade*. 8ª ed. Porto Alegre (Brasil): Artmed, 2009.

SADAVA, D.; HELLER, C.; ORIAN, G. H.; PURVES, W. K.; HILLS, D. M. *Vida: a Ciência da Biologia. Volume III: Plantas e Animais*. 8ª ed. Porto Alegre (Brasil): Artmed, 2009.

SANTOS, T. N. P.; BATISTA, C. H.; OLIVEIRA, A. P. C.; CRUZ, M. C. P. Aprendizagem Ativo-Colaborativo-Interativa: Inter-relações e Experimentação Investigativa no Ensino de Eletroquímica. *Química Nova na Escola*, vol. 40, n° 4, p.258-266, 2018.

SANTOS, D.Y.A.C. dos; CHOW, F.; FURLAN, C. M. *A Botânica no cotidiano*. São Paulo: Edusp, 2018.

SANTOS, M. C. G.; PORTO, P. A.; KIOURANIS, N. M. M. Michael Faraday rumo às leis da eletrólise: alguns experimentos. *Química Nova na Escola*, vol. 42, n°4, p. 330-336, nov 2020.

SÃO PAULO. Secretaria da E. Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas. *Oficinas temáticas no ensino público visando à formação continuada de professores*. São Paulo: Imprensa Oficial do Estado de São Paulo, 2007.

SILVA, C. C.; PIMENTEL, A. C. Uma análise da história da eletricidade presente em livros didáticos: o caso de Benjamin Franklin. *Caderno Brasileiro de Ensino de Física*, vol. 25, n°1, p.141-159, abr 2008.

SILVA, M.P.; MADER, S.S. *Microbiologia de Brock*. 14^a ed. Porto Alegre: Artmed, 2015. p.351

SILVA, E. L.; MARCONDES, M. E. R. Visões de contextualização de professores de Química na elaboração de seus próprios materiais didáticos. *Revista Ensaio*, vol. 22, n°1, p. 101-118, jan-abr, 2010.

SILVA, M. V. F.; PEREIRA, M. C.; CODARO, E. N.; ACCIARI, H. A. Corrosão do aço-carbono: uma abordagem no cotidiano no ensino de Química. *Química Nova*, vol. 38, n°2, p. 293-296, 2015.

SILVA, R. M.; SILVA, R. C.; AQUINO, K. A. S. Estudo da eletroquímica a partir de pilhas naturais: uma análise de mapas conceituais. *Aprendizagem Significativa em Revista*, vol. 4, n°2, 42-56, 2014.

SILVERTHORN, D. U. *Fisiologia Humana: uma abordagem integrada*, 7^a ed. Porto Alegre: Artmed, 2017.

SINAPSES: Partes, funções e tipos de sinapses. Disponível em <<https://psicoativo.com/2017/01/sinapses-partes-funcoes-e-tipos-de-sinapses.html>>. Acesso em 27 de março de 2023.

SLABAUGH, W. H. Corrosion. *Journal of Chemical Education*, vol.51, n°4, p. 218-220, 1974.

STAFF, JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION. Everyday Examples of Oxidation-Reduction Processes. *Journal of Chemical Education*, vol. 55, n°5, p. 332-333, 1978.

TAIZ, L.; ZEIGER, E.; MOLLER, I.; MURPHY, A. *Fisiologia e desenvolvimento vegetal*, 6^a ed. Porto Alegre: Artmed, 2017. 888 p.

TRAZZI, P.S.S. e BRASIL, E.D.F. Aprendizagem dos conceitos de fotossíntese e respiração celular na perspectiva histórico-cultural. *Kiri-kerê: Pesquisa em Ensino*, n°2, maio de 2017. p. 137-154.

TURBINANDO células com mitocôndrias. Disponível em <<https://www.blogs.unicamp.br/hypercubic/2020/05/turbinando-celulas-com-mitochondrias/>>. Acesso em 06 de março de 2023.

VOET, D.; VOET, J. G.; PRATT, C. W. *Fundamentos de Bioquímica*, 4^a ed, Reimpressão. Porto Alegre: Artmed, 2013.

WORLD HEALTH ORGANIZATION. *World mental health report: transforming mental health for all*. Geneva: World Health Organization, 2022.

ZANONI, M. V. B.; BORGES, A. S.; BENEDETTI, A. V.; SOTOMAYOR, M. d. P. T.; BESSEGATO, G. G.; STRADIOTTO, N. R.; ZANTA, C. L. P. S.; ANDRADE, A. R. Panorama da Eletroquímica e Eletroanalítica no Brasil. *Química Nova*, vol. 40, n^o6, 663-669, 2017.