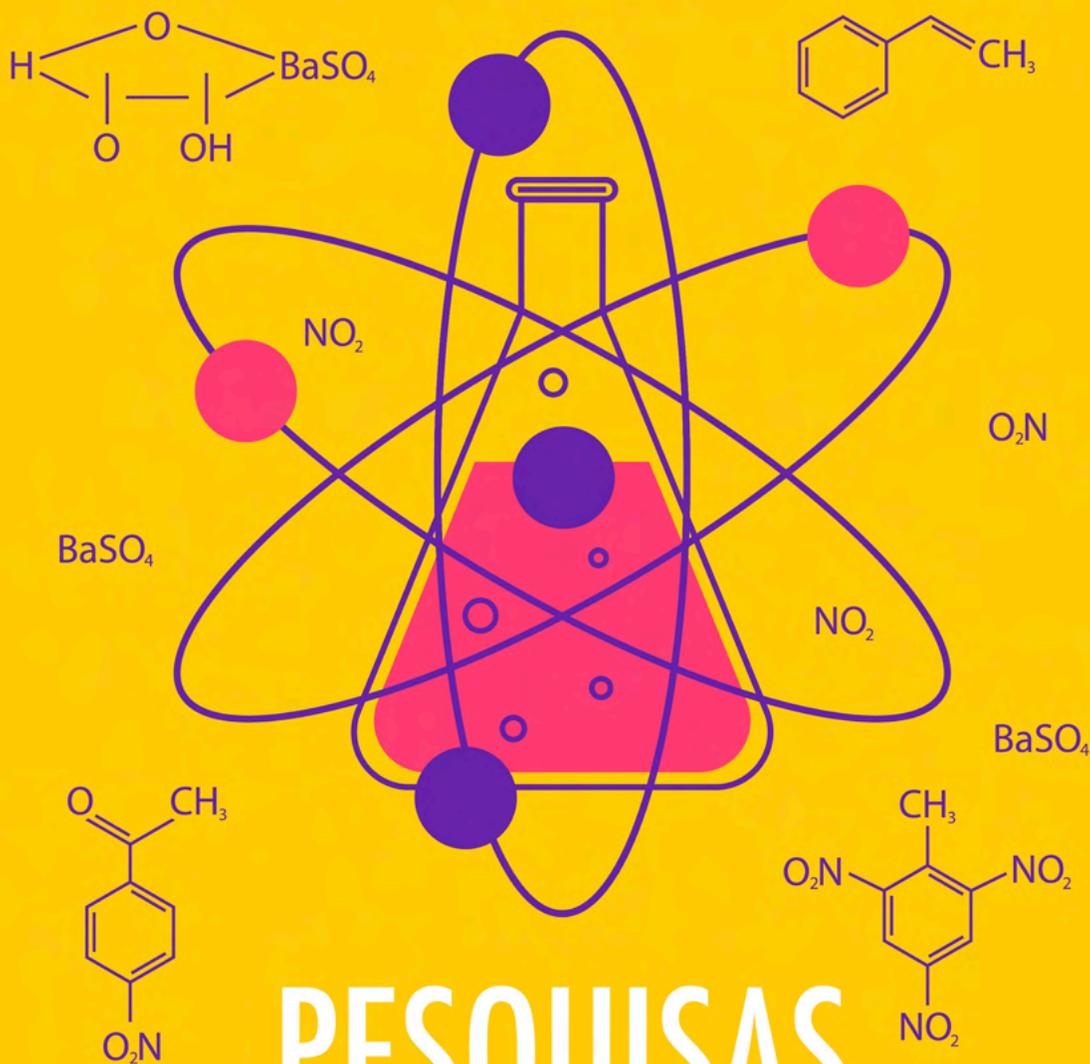
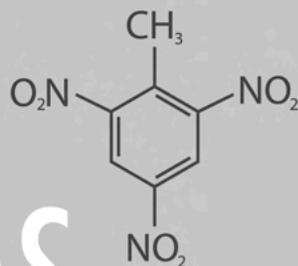
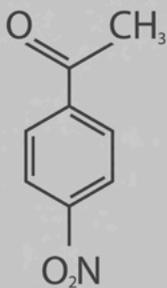
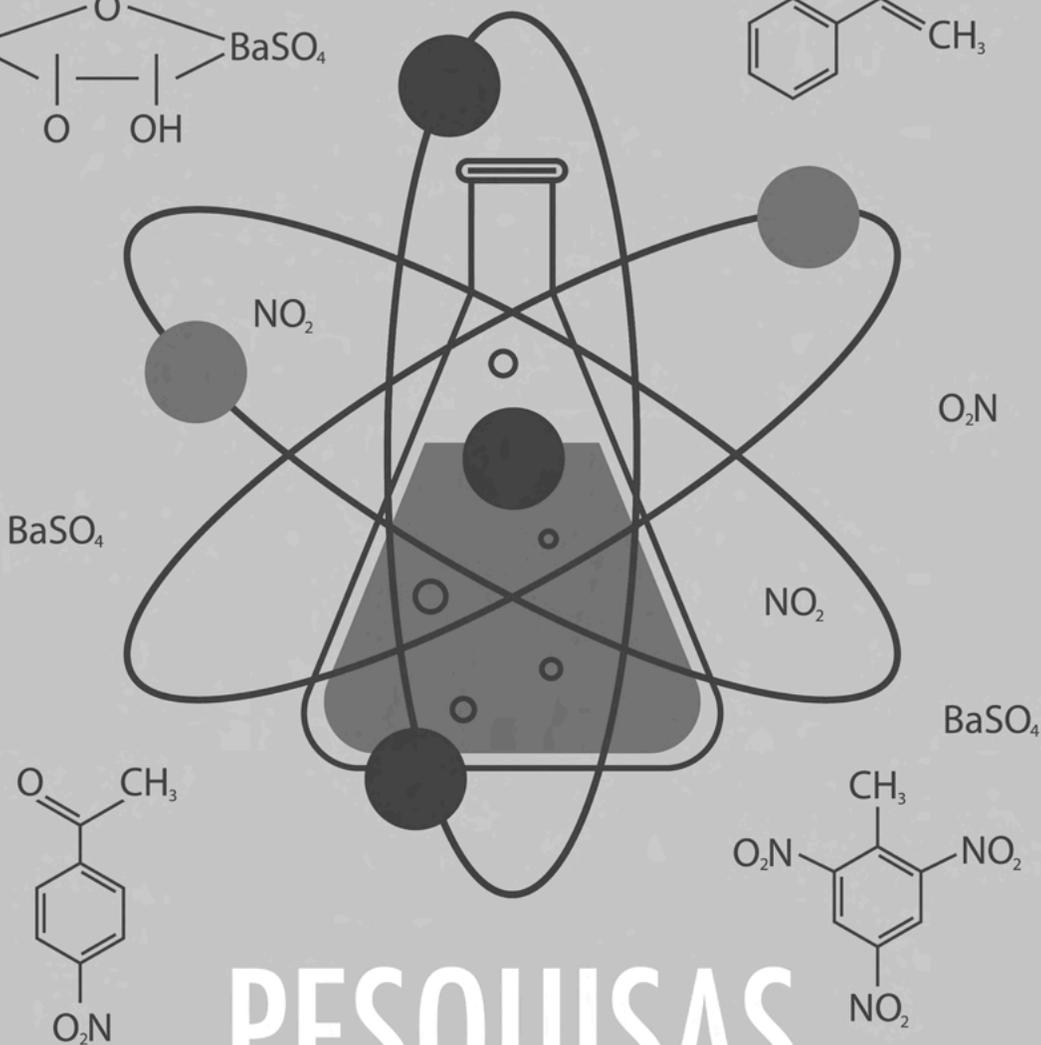
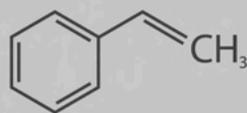
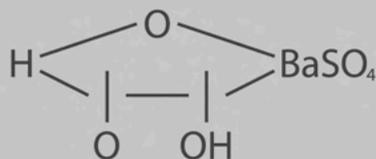


CLEISEANO EMANUEL DA SILVA PANIAGUA  
(ORGANIZADOR)



# PESQUISAS CIENTÍFICAS 3 E O ENSINO DE QUÍMICA

CLEISEANO EMANUEL DA SILVA PANIAGUA  
(ORGANIZADOR)



# PESQUISAS CIENTÍFICAS 3 E O ENSINO DE QUÍMICA

**Editora chefe**

Profª Drª Antonella Carvalho de Oliveira

**Editora executiva**

Natalia Oliveira

**Assistente editorial**

Flávia Roberta Barão

**Bibliotecária**

Janaina Ramos

**Projeto gráfico**

Bruno Oliveira

Camila Alves de Cremo

Daphynny Pamplona

Luiza Alves Batista

Natália Sandrini de Azevedo

**Imagens da capa**

iStock

**Edição de arte**

Luiza Alves Batista

2022 by Atena Editora

Copyright © Atena Editora

Copyright do texto © 2022 Os autores

Copyright da edição © 2022 Atena Editora

Direitos para esta edição cedidos à Atena Editora pelos autores.

Open access publication by Atena Editora



Todo o conteúdo deste livro está licenciado sob uma Licença de Atribuição *Creative Commons*. Atribuição-Não-Comercial-Não-Derivativos 4.0 Internacional (CC BY-NC-ND 4.0).

O conteúdo dos artigos e seus dados em sua forma, correção e confiabilidade são de responsabilidade exclusiva dos autores, inclusive não representam necessariamente a posição oficial da Atena Editora. Permitido o *download* da obra e o compartilhamento desde que sejam atribuídos créditos aos autores, mas sem a possibilidade de alterá-la de nenhuma forma ou utilizá-la para fins comerciais.

Todos os manuscritos foram previamente submetidos à avaliação cega pelos pares, membros do Conselho Editorial desta Editora, tendo sido aprovados para a publicação com base em critérios de neutralidade e imparcialidade acadêmica.

A Atena Editora é comprometida em garantir a integridade editorial em todas as etapas do processo de publicação, evitando plágio, dados ou resultados fraudulentos e impedindo que interesses financeiros comprometam os padrões éticos da publicação. Situações suspeitas de má conduta científica serão investigadas sob o mais alto padrão de rigor acadêmico e ético.

**Conselho Editorial**

**Ciências Exatas e da Terra e Engenharias**

Prof. Dr. Adélio Alcino Sampaio Castro Machado – Universidade do Porto

Profª Drª Alana Maria Cerqueira de Oliveira – Instituto Federal do Acre

Profª Drª Ana Grasielle Dionísio Corrêa – Universidade Presbiteriana Mackenzie

Profª Drª Ana Paula Florêncio Aires – Universidade de Trás-os-Montes e Alto Douro

Prof. Dr. Carlos Eduardo Sanches de Andrade – Universidade Federal de Goiás

Profª Drª Carmen Lúcia Voigt – Universidade Norte do Paraná



Prof. Dr. Cleiseano Emanuel da Silva Paniagua – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás  
Prof. Dr. Douglas Gonçalves da Silva – Universidade Estadual do Sudoeste da Bahia  
Prof. Dr. Eloi Rufato Junior – Universidade Tecnológica Federal do Paraná  
Profª Drª Érica de Melo Azevedo – Instituto Federal do Rio de Janeiro  
Prof. Dr. Fabrício Menezes Ramos – Instituto Federal do Pará  
Profª Dra. Jéssica Verger Nardeli – Universidade Estadual Paulista Júlio de Mesquita Filho  
Prof. Dr. Juliano Bitencourt Campos – Universidade do Extremo Sul Catarinense  
Prof. Dr. Juliano Carlo Rufino de Freitas – Universidade Federal de Campina Grande  
Profª Drª Luciana do Nascimento Mendes – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Rio Grande do Norte  
Prof. Dr. Marcelo Marques – Universidade Estadual de Maringá  
Prof. Dr. Marco Aurélio Kistemann Junior – Universidade Federal de Juiz de Fora  
Prof. Dr. Miguel Adriano Inácio – Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais  
Profª Drª Neiva Maria de Almeida – Universidade Federal da Paraíba  
Profª Drª Natiéli Piovesan – Instituto Federal do Rio Grande do Norte  
Profª Drª Priscila Tessmer Scaglioni – Universidade Federal de Pelotas  
Prof. Dr. Sidney Gonçalo de Lima – Universidade Federal do Piauí  
Prof. Dr. Takeshy Tachizawa – Faculdade de Campo Limpo Paulista



## Pesquisas científicas e o ensino de química 3

**Diagramação:** Camila Alves de Cremo  
**Correção:** Mariane Aparecida Freitas  
**Indexação:** Amanda Kelly da Costa Veiga  
**Revisão:** Os autores  
**Organizador:** Cleiseano Emanuel da Silva Paniagua

### Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)

P474 Pesquisas científicas e o ensino de química 3 / Organizador Cleiseano Emanuel da Silva Paniagua. – Ponta Grossa - PR: Atena, 2022.

Formato: PDF

Requisitos de sistema: Adobe Acrobat Reader

Modo de acesso: World Wide Web

Inclui bibliografia

ISBN 978-65-258-0193-3

DOI: <https://doi.org/10.22533/at.ed.933221306>

1. Química - Estudo e ensino. I. Paniagua, Cleiseano Emanuel da Silva (Organizador). II. Título.

CDD 540.7

Elaborado por Bibliotecária Janaina Ramos – CRB-8/9166

**Atena Editora**

Ponta Grossa – Paraná – Brasil

Telefone: +55 (42) 3323-5493

[www.atenaeditora.com.br](http://www.atenaeditora.com.br)

contato@atenaeditora.com.br



**Atena**  
Editora  
Ano 2022

## DECLARAÇÃO DOS AUTORES

Os autores desta obra: 1. Atestam não possuir qualquer interesse comercial que constitua um conflito de interesses em relação ao artigo científico publicado; 2. Declaram que participaram ativamente da construção dos respectivos manuscritos, preferencialmente na: a) Concepção do estudo, e/ou aquisição de dados, e/ou análise e interpretação de dados; b) Elaboração do artigo ou revisão com vistas a tornar o material intelectualmente relevante; c) Aprovação final do manuscrito para submissão.; 3. Certificam que os artigos científicos publicados estão completamente isentos de dados e/ou resultados fraudulentos; 4. Confirmam a citação e a referência correta de todos os dados e de interpretações de dados de outras pesquisas; 5. Reconhecem terem informado todas as fontes de financiamento recebidas para a consecução da pesquisa; 6. Autorizam a edição da obra, que incluem os registros de ficha catalográfica, ISBN, DOI e demais indexadores, projeto visual e criação de capa, diagramação de miolo, assim como lançamento e divulgação da mesma conforme critérios da Atena Editora.



## DECLARAÇÃO DA EDITORA

A Atena Editora declara, para os devidos fins de direito, que: 1. A presente publicação constitui apenas transferência temporária dos direitos autorais, direito sobre a publicação, inclusive não constitui responsabilidade solidária na criação dos manuscritos publicados, nos termos previstos na Lei sobre direitos autorais (Lei 9610/98), no art. 184 do Código Penal e no art. 927 do Código Civil; 2. Autoriza e incentiva os autores a assinarem contratos com repositórios institucionais, com fins exclusivos de divulgação da obra, desde que com o devido reconhecimento de autoria e edição e sem qualquer finalidade comercial; 3. Todos os e-book são *open access*, *desta forma* não os comercializa em seu site, sites parceiros, plataformas de *e-commerce*, ou qualquer outro meio virtual ou físico, portanto, está isenta de repasses de direitos autorais aos autores; 4. Todos os membros do conselho editorial são doutores e vinculados a instituições de ensino superior públicas, conforme recomendação da CAPES para obtenção do Qualis livro; 5. Não cede, comercializa ou autoriza a utilização dos nomes e e-mails dos autores, bem como nenhum outro dado dos mesmos, para qualquer finalidade que não o escopo da divulgação desta obra.



## APRESENTAÇÃO

O e-book: “Pesquisas científicas e o ensino de química 3” é constituído por cinco capítulos de livros que avaliaram: *i)* o processo de ensino-aprendizagem em química, biologia e suas interfaces no âmbito do ensino médio e no curso superior de bacharelado em química e; *ii)* química de produtos naturais e revisão bibliográfica de alcalóides.

O primeiro capítulo avaliou o nível de Alfabetização Científica (AC) em relação à química, biologia e suas interfaces, por meio de um projeto de pesquisa que realizados com alunos do 1º e 3º do ensino médio da rede pública. Os pesquisadores concluíram que o processo de AC não está atendendo as habilidades e competências estabelecidos nas diretrizes da BNCC.

O segundo capítulo apresentou uma proposta de atividades diferenciadas para a melhor compreensão e entendimento das funções exponenciais e logarítmicas na disciplina de Cálculo Diferencial e Integral I no curso de Bacharelado em Química na Universidade Estadual de Campinas (UNICAMP). Os discentes indicaram que tais atividades foram significativas para o aprendizado dos mesmos.

O terceiro capítulo apresentou um levantamento de uma vasta coleção de instrumentos didáticos antigos que eram utilizados para despertarem o interesse pelo estudo em Física e Química no ensino secundário. Conforme o pesquisador, a coleção não representa somente a beleza pelos exemplos, mas a memória do desenvolvimento das ciências ao longo do tempo em Portugal.

O quarto capítulo apresentou uma breve revisão dos principais conceitos e equações necessárias para o melhor entendimento da Eletroquímica, bem como demonstrar a sua correlação com conceitos de eletricidade e sua ampla aplicação.

O último capítulo se propôs a apresentar uma revisão bibliográfica realizada entre o período de 2007 a 2021 em relação ao estudo das propriedades físico-químicas e biológicas de inúmeros alcalóides a partir de plantas do gênero *Ocotea* que pertence a uma família com mais de 350 espécies identificadas e catalogadas.

Nesta perspectiva, a Atena Editora vem trabalhando de forma a estimular e incentivar cada vez mais pesquisadores do Brasil e de outros países a publicarem seus trabalhos com garantia de qualidade e excelência em forma de livros, capítulos de livros e artigos científicos.

Cleiseano Emanuel da Silva Paniagua

## SUMÁRIO

<b>CAPÍTULO 1</b> .....	<b>1</b>
AVALIAÇÃO DO NÍVEL DE ALFABETIZAÇÃO CIENTÍFICA EM CIÊNCIAS DA NATUREZA PARA ALUNOS DO ENSINO MÉDIO PROVENIENTES DA REDE PÚBLICA DO ENSINO	
Cleiseano Emanuel da Silva Paniagua Anelise dos Santos Mendonça Soares Valdinei de Oliveira Santos	
 <a href="https://doi.org/10.22533/at.ed.9332213061">https://doi.org/10.22533/at.ed.9332213061</a>	
<b>CAPÍTULO 2</b> .....	<b>13</b>
UMA PROPOSTA PARA O ENSINO DE FUNÇÕES EM UM CURSO DE QUÍMICA: UM OLHAR PARA AS FUNÇÕES EXPONENCIAIS E LOGARÍTMICAS	
Guilherme Gonçalves Costa Érica Regina Filletti Sidineia Barrozo	
 <a href="https://doi.org/10.22533/at.ed.9332213062">https://doi.org/10.22533/at.ed.9332213062</a>	
<b>CAPÍTULO 3</b> .....	<b>28</b>
COLECÇÕES DE INSTRUMENTOS DIDÁCTICOS ANTIGOS DE FÍSICA E QUÍMICA – RESSONÂNCIAS DE UM ENSINO MÉDIO DEMONSTRATIVO-EXPERIMENTAL EM PORTUGAL	
Isabel Malaquias	
 <a href="https://doi.org/10.22533/at.ed.9332213063">https://doi.org/10.22533/at.ed.9332213063</a>	
<b>CAPÍTULO 4</b> .....	<b>40</b>
ELETROQUÍMICA – UMA REVISÃO DE CONCEITOS BÁSICOS	
Leila Cottet Patrícia Appelt David Lucas Zegolan Marcondes	
 <a href="https://doi.org/10.22533/at.ed.9332213064">https://doi.org/10.22533/at.ed.9332213064</a>	
<b>CAPÍTULO 5</b> .....	<b>54</b>
REVISÃO BIBLIOGRÁFICA DOS ALCALOIDES DO GÊNERO <i>OCOTEA</i> E SUAS ATIVIDADES BIOLÓGICAS PUBLICADOS NO PERÍODO DE 2007-2021	
Joana Darc Rodrigues Moura Márcia Denise Alves Veras Rodrigo Ferreira Santiago Gerardo Magela Vieira Júnior Mariana Helena Chaves	
 <a href="https://doi.org/10.22533/at.ed.9332213065">https://doi.org/10.22533/at.ed.9332213065</a>	
<b>SOBRE O ORGANIZADOR</b> .....	<b>66</b>
<b>ÍNDICE REMISSIVO</b> .....	<b>67</b>

## ELETROQUÍMICA – UMA REVISÃO DE CONCEITOS BÁSICOS

Data de aceite: 01/06/2022

Data de submissão: 26/04/2020

### Leila Cottet

Universidade Federal de Santa Catarina –  
UFSC - Departamento de Química  
Florianópolis – Santa Catarina  
<http://lattes.cnpq.br/7434501249236233>

### Patrícia Appelt

Universidade Estadual do Centro-Oeste –  
UNICENTRO - Departamento de Química  
Guarapuava – Paraná  
<http://lattes.cnpq.br/4129085508718659>

### David Lucas Zegolan Marcondes

Universidade Tecnológica Federal do Paraná -  
UTFPR Departamento de Química  
Campo Mourão – Paraná  
<http://lattes.cnpq.br/7894347840051077>

**RESUMO:** As reações conhecidas como oxidação-redução, as quais envolvem a transferência de elétrons são a base de processos importantíssimos usados no nosso dia-a-dia, como por exemplo, o funcionamento das pilhas e baterias. Sendo assim, este capítulo apresenta uma breve abordagem a respeito da eletroquímica, o estudo das relações entre a eletricidade e as suas reações químicas redox, a espontaneidade dessas reações, os tipos de células eletroquímicas mais conhecidas, bem como o funcionamento dessas, e por fim, algumas equações essenciais nesse campo.

**PALAVRAS-CHAVE:** Eletroquímica, células

galvânicas e eletrolíticas.

**ABSTRACT:** Chemical reactions known as oxidation-reduction (redox), which involve the transfer of electrons between two atoms, are the basis of very important processes present in our daily lives, such as the functioning of cells and batteries. Therefore, this chapter presents a brief approach to electrochemistry, the study of how electricity and redox chemical reactions are related, as well as the spontaneity of these reactions, the most known types of electrochemical cells, their functioning and some essential equations in this area.

**KEYWORDS:** Electrochemistry, galvanic and electrolytic cells.

## 1 | INTRODUÇÃO

Normalmente, os estudantes consideram a área de Físico-Química difícil, complexa e maçante. Isso pode ser justificado pela falta de compreensão do conteúdo inicial, pois no caso da eletroquímica, subárea da Físico-Química, é um campo multidisciplinar e que envolve na maioria das vezes tecnologias avançadas (Kempler, 2021).

De acordo com Brown (2016, p.894), “a eletroquímica é o estudo das relações entre a eletricidade e as reações químicas, abrangendo o estudo de processos espontâneos e não espontâneos”.

Assim, o primeiro questionamento básico que podemos fazer nos dias atuais quando

abordamos o conteúdo de eletroquímica é: - Você sabe de onde vem a energia proveniente da bateria do seu laptop ou do smartphone? Ou: -Você sabe explicar como a energia elétrica é produzida? Ou ainda: - Você sabe como podemos calcular/operar o potencial obtido de uma célula galvânica ou célula eletrolítica? Qual é a diferença entre uma pilha e uma bateria? Todas essas perguntas serão discutidas ao longo desse capítulo.

Considerando que a eletroquímica é uma área promissora e de grande interesse para o desenvolvimento de novos materiais, nesse capítulo vamos discutir sucintamente alguns fundamentos básicos e essenciais para a compreensão desses sistemas eletroquímicos. Dentre esses, destacamos as reações de transferência de elétrons, denominadas reações de oxidação-redução, os sistemas que podem representar essas reações, as células galvânicas e células eletrolítica, como ocorre a produção de energia elétrica a partir das reações redox, bem como essa energia é armazenada em pilhas e baterias.

## 2 I REAÇÕES REDOX E CÉLULAS ELETROQUÍMICAS

Pilhas e baterias são produtos tecnológicos que tem revolucionado a nossa sociedade (Bochi, 2000). A possibilidade de armazenar energia e utilizá-la sem a necessidade de estar ligado a fios tem gerado uma revolução tecnológica. Para que isso seja possível reações de oxidação-redução ou também chamadas de reações redox são utilizadas. Mas o que são essas reações e quais são suas características?

Segundo Skoog (2008, p.464), “em uma reação de oxidação-redução, os elétrons são transferidos de um reagente para outro”. Por exemplo, a oxidação de íons ferro (II) por íons cério (IV). A reação procede pela transferência de um elétron do  $\text{Fe}^{2+}$  para o  $\text{Ce}^{4+}$ , para então formar íons  $\text{Ce}^{3+}$  e  $\text{Fe}^{3+}$ , conforme mostra a equação 1.



Uma substância que tem grande afinidade por elétrons, é dita como agente oxidante (ou oxidante), como o  $\text{Ce}^{4+}$ , sendo um receptor de elétrons. Quando uma substância doa facilmente elétrons, ou seja, doador de elétrons, a mesma é denominada agente redutor (ou redutor), como o  $\text{Fe}^{2+}$  (Skoog *et al*, 2008). Além disso, podemos representar as reações dividindo em duas semiequações (semirreações), as quais demonstram a substância que perde elétrons e qual ganha elétrons, a soma de duas semi-reações resulta na equação global (exemplo da eq. 1) (Skoog *et al*, 2008) (Harris, 2011).

Como observamos, nas reações acima ocorre necessariamente uma variação no número de elétrons de oxidação (NOX) dos elementos químicos envolvidos.

As reações redox podem ser efetuadas de duas maneiras, sendo fisicamente muito diferentes. A primeira é quando o oxidante e o redutor são colocados em contato direto, por exemplo as Figuras 1a e 1b.

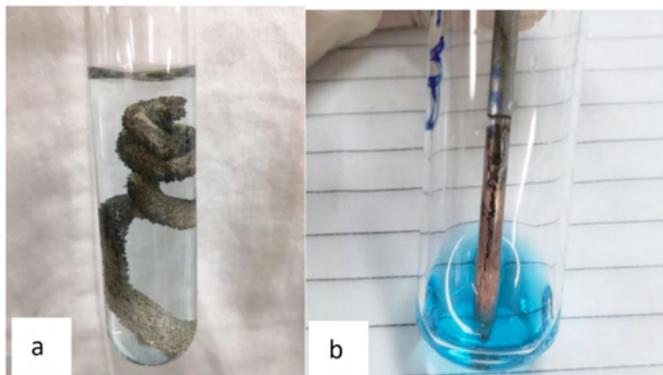
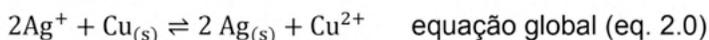
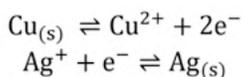


Figura 1 – Reações de oxidação-redução. a) Fio de cobre em solução de  $\text{AgNO}_3$ . b) Metal ferro em solução de  $\text{CuSO}_4$ .

Fonte: Elaborado pelos autores, 2022.

Na figura 1a, um pedaço de fio de cobre é imerso em uma solução de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3 - 0,2 \text{ mol L}^{-1}$ ), os íons prata migram para o metal e são reduzidos, consequentemente o cobre é oxidado. Ocorre a deposição de prata sobre o cobre, esse experimento é conhecido como “*silver tree*” ou árvore de prata. A seguir são apresentadas as semi-reações e a equação global da Figura 1a.



Na figura 1b, um prego (ferro) foi imerso em uma solução de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4 - 0,1 \text{ mol L}^{-1}$ ), os íons de cobre migram para o metal ferro e são reduzidos, já o ferro é oxidado. Conseguimos ver nitidamente o prego tendo coloração vermelha ou “cobreada”, característica do cobre, confirmando a transferência de elétrons de forma simples e rápida. De forma similar também podemos representar a equação global e as semi-reações.

A segunda maneira de demonstrar as reações redox é quando temos o oxidante e o redutor fisicamente separados um do outro, assim a reação é desenvolvida em uma célula eletroquímica, como no exemplo apresentado na Figura 2.



Figura 2 – Célula eletroquímica (Pilha de Daniell).

Fonte: Elaborado pelos autores, 2022.

A Figura 2, representa uma célula eletroquímica, comumente conhecido como Pilha de Daniell (Feltre,1996), devido a separação dos reagentes essa célula é denominada galvânica (ou pilha voltaica). Segundo Skoog (2006, p.470), “a pilha de Daniel foi uma das primeiras células galvânicas a encontrar ampla aplicação prática, por meados século XIX forneceu energia para os sistemas de comunicação telegráficos”.

O funcionamento desse sistema consiste em dois metais sólidos (nesse caso Zn e Cu) conectados por um circuito externo chamados de eletrodos. No eletrodo denominado ânodo ocorre a oxidação, placa de zinco metálico, no eletrodo denominado cátodo, ocorre a redução, sendo a placa de cobre metálico. Os eletrólitos são formados por soluções de sulfato de cobre e sulfato de zinco. Além disso, temos a ponte salina, um tubo em formato de U preenchido com solução de KCl (em alta concentração - pode ser outro eletrólito desde que não afete a reação da célula) com algodão nas extremidades, que permitem a difusão dos íons. Assim, a condução de eletricidade de uma solução eletrolítica para a outra ocorre pela migração de íons  $K^+$  para uma direção e íons  $Cl^-$  para outra. Sendo assim, a função da ponte salina é evitar o contato direto entre os metais, permitir a migração de íons e manter a neutralidade elétrica das soluções (Brown, p.904, 2016). No próximo tópico iremos detalhar mais esse sistema. Cabe destacar que na pilha de Daniell os resultados são satisfatórios para equipamentos que exigem baixas correntes elétricas (Bochi, 2000).

Embora a montagem mostrada na Figura 2 seja mais difícil do que a Figura 1a e 1b, as reações redox ocorridas têm o mesmo princípio de transferência de elétrons (Skoog *et al*, 2008). Contudo, na Figura 2, a redução do  $Cu^{2+}_{(aq)}$  pode ocorrer apenas através do fluxo de elétrons por um circuito externo, ou seja, um fio que conecta as tiras de Zn e de Cu. E

os elétrons fluem por um fio e íons se movem em uma solução constituem, ambos, uma corrente elétrica. Esse fluxo de carga elétrica pode ser usado para realizar trabalho elétrico (Brown, p,902, 2016).

As células eletroquímicas podem ser classificadas em função da espontaneidade do processo de transferência de elétrons. Na Figura 2, temos a pilha de Daniell, a mesma usa uma reação química dita espontânea para gerar eletricidade.

Dessa maneira, quando o processo redox é espontâneo a célula eletroquímica é denominada de célula galvânica/ voltaica e quando o processo é não espontâneo temos então uma célula eletrolítica. Em uma célula galvânica um processo redox espontâneo gera uma corrente elétrica, enquanto em uma célula eletrolítica uma corrente elétrica externa conduz uma reação não espontânea (MAHAN, 1993) Concluimos que o funcionamento destas células é oposto uma em relação à outra. Esquematizando as reações redox de acordo com sua espontaneidade, temos:

Galvânica → espontânea

Eletrolítica → não espontânea

Resumidamente, temos a energia química sendo transformada em energia elétrica (Hioka *et al*; 2000); e energia elétrica sendo transformada em energia química.

### 3 | CÉLULA GALVÂNICA

Segundo Brown (2016, p.902), “toda a energia liberada em uma reação redox espontânea pode ser usada para realizar trabalho elétrico, e essa atividade é realizada por uma célula galvânica (voltaica)”.

Uma célula galvânica é formada por dois condutores (eletrodos), como já foi destacado acima. Entre as celas é necessário que o fluxo de elétrons não seja interrompido, para isso é necessário o uso de uma ponte salina conectando as duas celas. No esquema da Figura 3 o eletrodo de cobre está imerso em uma solução de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ) e o eletrodo de zinco está em uma solução de sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ).

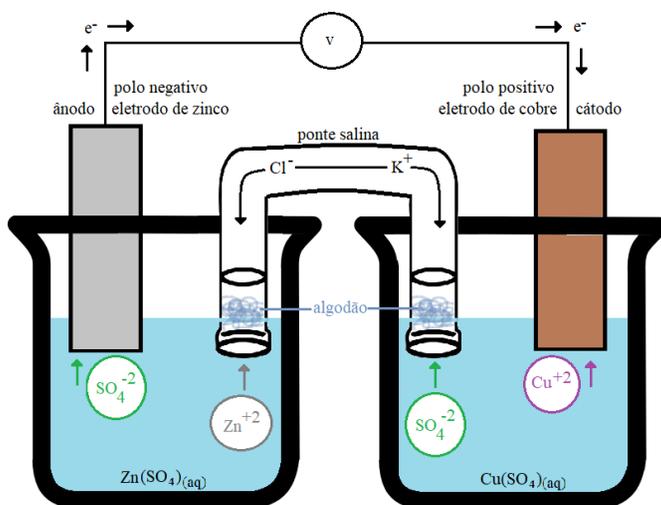
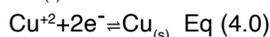
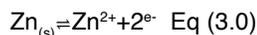


Figura 3. Célula galvânica.

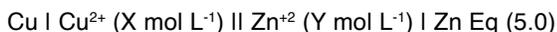
Fonte: Os autores.

As semi-reações que ocorrem nesse sistema são:



O eletrodo de zinco sofre oxidação (perde elétrons) mudando seu estado de oxidação. Conforme os elétrons saem do eletrodo uma carga positiva vai sendo formada em sua superfície. Esta carga superficial positiva faz os íons de sulfato ( $\text{SO}_4^{-2}$ ) e de hidrogenosulfato ( $\text{HSO}_4^-$ ) serem atraídos para perto do eletrodo (REFERENCIA). Com esta passagem de íons na solução o eletrodo de zinco começa a perder massa para a solução e o eletrodo de cobre começa a ganhar massa.

Uma notação utilizada para representar as células galvânicas é apresentada a seguir



De acordo com Skoog (2007, p. 471), “Por convenção, uma linha vertical simples indica um limite entre fases, ou interface, na qual o potencial se desenvolve. A linha vertical dupla representa dois limites, um em cada extremidade da ponte salina”.

Nesta representação da esquerda para a direita, temos: eletrodo de cobre (oxidação), com interface com o eletrolítico de  $\text{Cu}^{+2}$ ; ponte salina (linha vertical dupla); eletrólito de prata ( $\text{Zn}^{+2}$ ) com interface de Zn (redução). Para finalizar as letras X e Y que representam as concentrações dos eletrólitos  $\text{Cu}^{+2}$  e  $\text{Zn}^{+2}$ , respectivamente. O ânodo sempre fica a esquerda e o cátodo à direita.

Em uma célula galvânica como a exemplificada na Figura 13, podemos calcular o potencial de uma célula, o qual é a diferença entre dois potenciais de meia-célula ou de um

eletrodo. Conforme Skoog (2008, p.475), “o potencial pode ser calculado como o eletrodo da direita ( $E_{\text{direita}}$ ), o outro associado com a semi-reação do eletrodo da esquerda ( $E_{\text{esquerda}}$ ), de acordo com a IUPAC, enquanto o potencial de junção líquida for desprezível ou não haja junção líquida, podemos escrever o potencial da célula  $E_{\text{célula}}$  como”:

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{direita}} - E_{\text{esquerda}} \quad \text{Eq (6.0)}$$

Uma célula galvânica tem a capacidade de armazenar energia, como exemplo temos as pilhas e baterias que tem células galvânicas ligadas em série.

## 4 | CÉLULA ELETROLÍTICA

Célula galvânicas sofrem reações redox de forma espontânea gerando energia. Porém, uma reação inversa pode ocorrer. Este processo é chamado de eletrólise e ocorre a partir de uma célula eletrolítica onde energia elétrica é aplicada na reação.

O arranjo básico de uma célula eletroquímica é diferente de uma célula galvânica, pois apenas um eletrólito é utilizado, as pressões e concentrações também são diferentes das condições padrão. A Figura 4, apresenta um exemplo de uma célula eletrolítica.

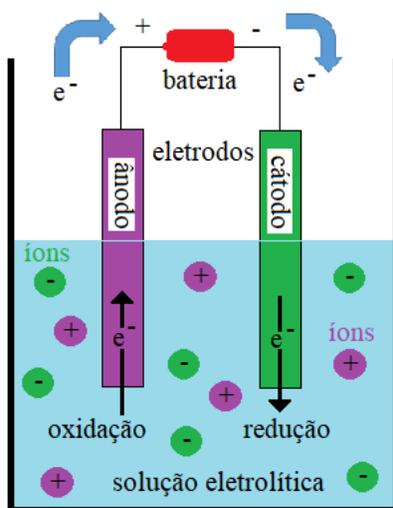


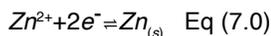
Figura 3. Célula eletrolítica.

Fonte: Os autores.

Na Figura 4, note que a representação do ânodo e do cátodo em uma célula eletrolítica é igual ao de uma galvânica. O ânodo à esquerda e o cátodo à direita. Para quantificar a energia produzida em uma célula eletrolítica, pode-se utilizar as leis de Michael Faraday estabeleceu as leis de Faraday para a eletrólise, onde: a quantidade de substância produzida pela eletrólise é proporcional à quantidade de eletricidade utilizada para realizá-

la; e, para certa quantidade de eletricidade utilizada, a quantidade de substância produzida é proporcional à sua massa equivalente. Para seguir estas relações utiliza-se a unidade Faraday (F), que equivale a 1 mol de elétrons. Como exemplo, temos:

Na semi-reação do zinco, 2 elétrons são usados para reduzir 1 molécula de zinco. Assim, para reduzir 1 mol de  $Zn^{2+}$  são necessários 2 mols de elétrons, ou seja, 2 faradays.

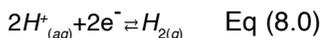


Fique atento: 1 Faraday equivale a  $9,6487 \times 10^4$  coulomb (C), a unidade convencional de corrente elétrica é o ampère (A), que equivale a 1 C por segundo ( $1A = 1C \cdot s^{-1}$ ).

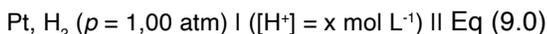
## 5 I POTENCIAL DE ELETRODO

Mas como calculamos a quantidade de energia produzida em uma pilha? Para calcular a quantidade de energia ou o potencial desta pilha é necessário conhecer o potencial do eletrodo.

O eletrodo utilizado como referência em reações da eletroquímica é o eletrodo padrão de hidrogênio (EPH). Este eletrodo é constituído por um pedaço de metal recoberto de platina (que não participa da reação) que é imerso em uma solução com íons hidrogênio ( $H^+$ ) com uma concentração conhecida. A semirreação que ocorre no EPH é:



Que pode ser representada assim:



Assim, o EPH possui uma pressão de 1 atmosfera no eletrodo e os íons  $H^+$  a uma concentração de  $x \text{ mol L}^{-1}$  no eletrólito.

“Por convenção, o potencial do eletrodo padrão de hidrogênio é definido como tendo um valor de 0,000 V sob todas as temperaturas. Como consequência, qualquer potencial desenvolvido em uma célula galvânica consistindo de em um eletrodo padrão de hidrogênio e algum outro eletrodo é atribuído inteiramente ao outro eletrodo”. (SKOOG, 2007, p 477).

Mas quais são os potenciais dos outros eletrodos? Para medirmos o potencial de outro eletrodo, como por exemplo, o de zinco, colocaremos ele dentro de uma solução contendo íons  $Zn^{+2}$  e ligaremos a um EPH (referência). E, com a ajuda de um voltímetro podemos medir a diferença de potencial entre o eletrodo de cobre o eletrodo de zinco. Conforme o cálculo abaixo:

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{direita}} - E_{\text{esquerda}} = E_{Zn} - E_{EPH} = -0,763 \text{ V} - 0,00 \text{ V} = -0,763 \text{ V Eq (10.0)}$$

Se o eletrodo fosse de cobre teríamos o seguinte cálculo:

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{direita}} - E_{\text{esquerda}} = E_{Cu} - E_{EPH} = 0,337 \text{ V} - 0,00 \text{ V} = 0,337 \text{ V Eq (11.0)}$$

Sempre lembrando que o potencial do eletrodo de hidrogênio (EPH) é sempre 0,00 V.

Observe que o potencial do EPH é zero, porém ele não vai reduzir todos os

outros elementos. Assim, temos eletrodos que serão reduzidos pelo EPH e outros que irão ser oxidados. Desta forma conclui-se que: “Em uma célula eletrolítica a reação não é espontânea de modo que precisamos fornecer energia para que ela ocorra assim o valor do potencial calculado é negativo” (SKOOG, 2007, p 486).

O valor do potencial de uma célula galvânica é positivo, pois trata-se de uma reação espontânea. Como exemplo de cálculo observe a reação entre o eletrodo de cobre e o de zinco:

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}} = 0,337 - (-0,763) = +1,100 \text{ V Eq (12.0)}$$

Observe que na reação entre cobre e zinco o valor máximo de potencial que pode ser alcançado é de 1,100 V, com a seguinte célula: (Zn | Zn<sup>2+</sup> (X mol L<sup>-1</sup>) || Cu<sup>2+</sup> (Y mol L<sup>-1</sup>) | Cu). Uma das principais aplicações práticas da medida de potencial por eletrodos e a medida de pH, assim como análises químicas eletroanalíticas como a voltametria ou potenciômetro.

Para saber mais a respeito de medidas de potencial elétrico em medidas práticas, sugere-se a seguinte leitura: [https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/3106225/mod\\_resource/content/3/apostila-eletoqu%C3%ADmica-neiva-2017-sem\\_os\\_anexos-v2.pdf](https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/3106225/mod_resource/content/3/apostila-eletoqu%C3%ADmica-neiva-2017-sem_os_anexos-v2.pdf) Página 46.

## 6 | A EQUAÇÃO DE NERNST

Mas quanto tempo o funcionamento de uma pilha dura? Para medirmos a voltagem de uma pilha utilizamos a equação de Nernst. Esta equação relaciona a concentração dos eletrólitos ao potencial da célula. Considere uma reação reversível:



Onde as letras maiúsculas são as espécies participantes e as letras minúsculas estão relacionadas à estequiometria de cada espécie. A equação de Nernst é:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{(C)^c \cdot (D)^d}{(A)^a \cdot (B)^b} \quad \text{Eq (14.0)}$$

Onde:

E<sup>0</sup> – o potencial padrão do eletrodo, o qual é característico de cada semirreação;

R – a constante ideal dos gases (8,314 J K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>);

T – a temperatura em K;

n – o número de elétrons que aparecem na semirreação balanceada para o processo;

F – o Faraday;

ln – logaritmo natural = 2,303 log.

Na equação de Faraday os reagentes vão no divisor e os produtos no dividendo.

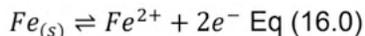
Se o valor de R for substituído na equação, e o ln for substituído por log, em temperatura fixa de 25 °C, temos:

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \log \frac{(C)^c \cdot (D)^d}{(A)^a \cdot (B)^b} \text{ Eq (15.0)}$$

Considerando três situações distintas para a equação de Nernst, temos o seguinte:

A. Célula com eletrodo de um metal envolvido na reação.

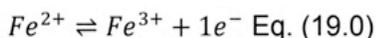
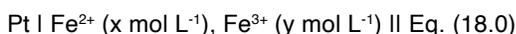
Exemplo: Eletrodo feito de ferro (Fe) em solução de  $Fe^{2+}$  e com a equação de Nernst como mostrado abaixo:



$$E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[Fe^{2+}]}{1} \text{ Eq (17.0)}$$

Ao reagente de ferro sólido é dado o valor 1 (concentração constante igual a 1).

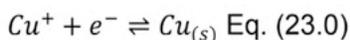
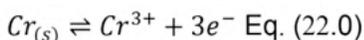
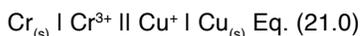
B. Eletrodo feito de um metal inerte e a semi-reação ocorre no eletrólito. Exemplo: metal inerte (platina) e eletrólito de ferro e equação de Nernst como descrita abaixo:



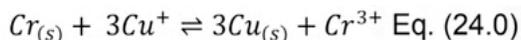
$$E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \text{ Eq. (20.0)}$$

Note que a concentração de  $Fe^{2+}$  é utilizada como reagente, pois o eletrodo de platina não participa da reação.

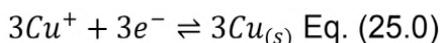
C. Célula que envolve a transferência de mais de 1 elétron, com as seguintes semirreações:



Equação balanceada:



Assim a semirreação do cobre (Cu) fica:



Note que o potencial de uma semicélula é sempre o mesmo, independentemente do número de mols utilizado. Veja:

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{3} \log \frac{[Cu_{(s)}]^3}{[Cu^+]^3}$$

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{3} \log \left( \frac{[Cu_{(s)}]}{[Cu^+]} \right)^3 \text{ Eq. (26.0)}$$

Então, aplica-se o logaritmo:

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{3} 3 \log \frac{[Cu_{(s)}]}{[Cu^+]} \text{ Eq. (27.0)}$$

E simplifica-se a equação:

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{1} \log \frac{[Cu_{(s)}]}{[Cu^+]} \text{ Eq. (28.0)}$$

Assim, é possível concluir que o cobre será consumido 3 vezes mais rapidamente e a célula terá um tempo de duração maior. A única diferença é que, nessa situação, o cobre (Cu) será consumido 3 vezes mais rapidamente e a célula terá um tempo de utilização menor.

Como exemplo vamos calcular o potencial gerado pela seguinte pilha:

Pt | Sn<sup>2+</sup> (0,23 mol L<sup>-1</sup>), Sn<sup>4+</sup> (0,02 mol L<sup>-1</sup>) || Co<sup>2+</sup> (0,41 mol L<sup>-1</sup>), Co<sup>3+</sup> (0,05 mol L<sup>-1</sup>) | Pt Eq. (29.0)

A definição de potencial da pilha nos dá:

$$E_{célula} = E_{Co} - E_{Sn} \text{ Eq. (30.0)}$$

Utilizando a equação de Nernst e o potencial padrão de eletrodo (E<sup>0</sup>) temos para cada semirreação o potencial padrão da semicélula.

Calculando para o estanho (Sn):

$$\begin{aligned} E_{Sn} &= E_{Sn}^0 - \frac{0,0592}{1} \log \frac{0,02}{0,23} \\ E_{Sn} &= -0,13 - \left( \frac{0,0592}{1} x - 1,06 \right) \text{ Eq. (31.0)} \\ E_{Sn} &= -0,13 + 0,06 \\ E_{Sn} &= -0,07 V \end{aligned}$$

Calculando para o cobalto:

$$\begin{aligned} E_{Co} &= E_{Co}^0 - \frac{0,0592}{1} \log \frac{0,41}{0,05} \\ E_{Co} &= 1,82 - \left( \frac{0,0592}{1} x 0,914 \right) \text{ Eq. (32.0)} \\ E_{Co} &= 1,82 - 0,05 \\ E_{Co} &= 1,77 V \end{aligned}$$

Calculando o potencial máximo da célula:

$$E_{célula} = 1,77 V - (-0,07 V) = 1,84 V \text{ Eq. 30}$$

Assim, podemos definir o potencial padrão de um eletrodo (E<sup>0</sup>). O potencial é definido assim quando o quociente das concentrações é igual à unidade. Os valores de potencial padrão para as reações é dado para cada semirreação. Na tabela 1 é apresentada a tabela com potenciais padrão de redução:

Meia-reação	E <sup>0</sup> /V
Li <sup>+</sup> (aq) + e <sup>-</sup> → Li (s)	-3,05
K <sup>+</sup> (aq) + e <sup>-</sup> → K (s)	-2,93
Ba <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Ba (s)	-2,90
Sr <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Sr (s)	-2,89
Ca <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Ca (s)	-2,87
Na <sup>+</sup> (aq) + e <sup>-</sup> → Na (s)	-2,71
Mg <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Mg (s)	-2,37
Be <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Be (s)	-1,85
Al <sup>3+</sup> (aq) + 3e <sup>-</sup> → Al (s)	-1,66
Mn <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Mn (s)	-1,18
2H <sub>2</sub> O + 2e <sup>-</sup> → H <sub>2</sub> (g) + 2OH <sup>-</sup> (aq)	-0,83
Zn <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Zn (s)	-0,76
Cr <sup>3+</sup> (aq) + 3e <sup>-</sup> → Cr (s)	-0,74
Fe <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Fe (s)	-0,44
Cd <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Cd (s)	-0,40
PbSO <sub>4</sub> (s) + 2e <sup>-</sup> → Pb (s) + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq)	-0,31
Co <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Co (s)	-0,28
Ni <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Ni (s)	-0,25
Sn <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Sn (s)	-0,14
Pb <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Pb (s)	-0,13
<b>2H<sup>+</sup> (aq) + 2e<sup>-</sup> → H<sub>2</sub> (g)</b>	<b>0,00</b>
Sn <sup>4+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Sn <sup>2+</sup> (aq)	+0,13
Cu <sup>2+</sup> (aq) + e <sup>-</sup> → Cu <sup>+</sup> (aq)	+0,15
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq) + 4H <sup>+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → SO <sub>2</sub> (g) + 2H <sub>2</sub> O	+0,20
AgCl (s) + e <sup>-</sup> → Ag (s) + Cl <sup>-</sup> (aq)	+0,22
Cu <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Cu (s)	+0,34
O <sub>2</sub> (g) + 2H <sub>2</sub> O + 4e <sup>-</sup> → 4OH <sup>-</sup> (aq)	+0,40
I <sub>2</sub> (s) + 2e <sup>-</sup> → 2I <sup>-</sup> (aq)	+0,53
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq) + 2H <sub>2</sub> O + 3e <sup>-</sup> → MnO <sub>2</sub> (s) + 4OH <sup>-</sup> (aq)	+0,59
O <sub>2</sub> (g) + 2H <sup>+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (aq)	+0,68
Fe <sup>3+</sup> (aq) + e <sup>-</sup> → Fe <sup>2+</sup> (aq)	+0,77
Ag <sup>+</sup> (aq) + e <sup>-</sup> → Ag (s)	+0,80
Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → 2Hg (l)	+0,85
2Hg <sup>2+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> (aq)	+0,92
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (aq) + 4H <sup>+</sup> (aq) + 3e <sup>-</sup> → NO (g) + 2H <sub>2</sub> O	+0,96
Br <sub>2</sub> (l) + 2e <sup>-</sup> → 2Br <sup>-</sup> (aq)	+1,07
O <sub>2</sub> (g) + 4H <sup>+</sup> (aq) + 4e <sup>-</sup> → 2H <sub>2</sub> O	+1,23
MnO <sub>2</sub> (s) + 4H <sup>+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → Mn <sup>2+</sup> (aq) + 2H <sub>2</sub> O	+1,23
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> (aq) + 14H <sup>+</sup> (aq) + 6e <sup>-</sup> → Cr <sup>3+</sup> (aq) + 7H <sub>2</sub> O	+1,33
Cl <sub>2</sub> (g) + 2e <sup>-</sup> → 2Cl <sup>-</sup> (aq)	+1,36
Au <sup>3+</sup> (aq) + 3e <sup>-</sup> → Au (s)	+1,50
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq) + 8H <sup>+</sup> (aq) + 5e <sup>-</sup> → Mn <sup>2+</sup> (aq) + H <sub>2</sub> O	+1,51
Ce <sup>4+</sup> (aq) + e <sup>-</sup> → Ce <sup>3+</sup> (aq)	+1,61
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (aq) + 2H <sup>+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → 2H <sub>2</sub> O	+1,77
Co <sup>3+</sup> (aq) + e <sup>-</sup> → Co <sup>2+</sup> (aq)	+1,82
O <sub>3</sub> (g) + 2H <sup>+</sup> (aq) + 2e <sup>-</sup> → O <sub>2</sub> (g) + H <sub>2</sub> O	+2,07
F <sub>2</sub> (g) + 2e <sup>-</sup> → 2F <sup>-</sup> (aq)	+2,87

Tabela 1. Tabela de potenciais de redução padrão.

Fonte: TABELA de potencial padrão de redução. Universidade Federal do Rio de Janeiro. <[http://www.dqi.iq.ufrj.br/tabela\\_de\\_potenciais.pdf](http://www.dqi.iq.ufrj.br/tabela_de_potenciais.pdf)>.

## 7 | APLICAÇÕES DA ELETROQUÍMICA

Uma das principais aplicações de células galvânicas são nas pilhas e baterias, visto que são ligadas em série nestes dispositivos. Nas pilhas as células primárias são utilizadas, sendo que uma célula primária é formada por um sistema selado que não pode ser recarregado. Um exemplo de célula primária foi a pilha de Leclanché, que é uma pilha cilíndrica (seca) utilizadas no nosso dia a dia. O invólucro da pilha é de zinco (ânodo) com cobertura de papel (barreira porosa). O cátodo fica no centro da pilha e é formado um cilindro de carbono. O eletrólito é uma pasta úmida de cloreto de amônio, óxido de manganês (IV), grânulos de carbono e uma carga inerte (amido).

Processos espontâneos de eletroquímica também são amplamente encontrados na natureza. Como por exemplo, quando o Ferro é oxidado pela presença de água e de oxigênio. O Fe (II) é oxidado a Fe (III), criando o que conhecemos como ferrugem. Assim, a ferrugem é o óxido de ferro hidratado ( $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ). O processo de ferrugem é um processo espontâneo e muitas vezes danifica as superfícies metálicas.

As células galvânicas também são amplamente utilizadas para o recobrimento de superfícies, como em camadas de sacrifício. Um destes processos é chamado de galvanização e é utilizado evitar que a superfície de um metal oxide. O processo de galvanização consiste em depositar zinco sobre uma estrutura de outro metal, conservando assim a superfície do metal recoberto.

## 8 | CONCLUSÕES

Este capítulo apresentou uma breve revisão a respeito dos conceitos básicos de eletroquímica, como células galvânicas e células eletrolíticas, cálculos de potencial e equações essenciais como a equação Nernst. Por fim, exemplos de aplicações tecnológicas foram mostrados além da indicação de bibliografias confiáveis para um aprofundamento no tema.

## AGRADECIMENTOS

Os autores agradecem a Universidade Estadual do Centro-Oeste e a Universidade Estadual de Maringá.

## REFERÊNCIAS

ATKINS, P. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3. ed. Porto Alegre: Bookman 2006.

BOCCHI, N.; FERRACIN, L. C.; BIAGGIO, S. R. **Pilhas e Baterias: Funcionamento e Impacto Ambiental**. Química Nova Na Escola N° 11, maio 2000.

BROWN, T. L.; LEMAY, H. E. JR.; BURSTEN, B. E.; Murphy, C. J.; WOODWARD, P. M.; STOLTZFUS, M. W. **Química: A ciência Central** / Tradução Eloiza Lopes, Tiago Jonas, Sonia Midori Yamamoto 13 ed- São Paulo: Person Education do Brasil, 2016.

FELTRE, R. **Química**. 4a ed. São Paulo: Editora Moderna, 1996. v. 2, p. 329-338.

HARRIS, Daniel C., **Análise química quantitativa**. Rio de Janeiro: LTC, 2011.

HIOKA, N.; MAIONCHI, F.; RUBIO, D.A.R.; GOTO, P.A. e FERREIRA, O.P. Pilhas modificadas empregadas no acendimento de lâmpadas. **Química Nova na Escola**, n. 8, p. 35, 1998.

HIOKA, N.; SANTIN, O. F.; MENEZES, A. J. de; YONEHARA, F. S.; BERGAMASKI, K.; PEREIRA, R. V. **Pilhas de Cu/MG – Construídas com materiais de fácil obtenção**. Experimentação no Ensino de Química. Química Nova Na Escola N° 11, maio 2000.

KEMPLER, P. A.; BOETTCHER S.W.; ARDO S. **Reinvigorating electrochemistry**. Education Science 24, 102481, May 21, 2021.

MHAN, B. e MYERS, R.J. **Química: um curso universitário**. 4a ed. São Paulo 1993. RUSSEL, J. B. **Química geral**. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 2008. v. 1.

SKOOG, D. A; WEST, D. M; HOLLER, F. J.; STANLEY, R. C. **Fundamentos da química analítica**. São Paulo: Thomson, 2008.

TABELA de potencial padrão de redução. Universidade Federal do Rio de Janeiro. Disponível em: <[http://www.dqi.iq.ufrj.br/tabela\\_de\\_potenciais.pdf](http://www.dqi.iq.ufrj.br/tabela_de_potenciais.pdf)> Acesso em: 11 de abril de 2022.

<https://portalseer.ufba.br/index.php/anaiseneq2012/article/download/7710/5650> Acesso em: 17 abril 2022.

## ÍNDICE REMISSIVO

### A

- Ações antrópicas 7
- Agente oxidante 41
- Agente redutor 41
- Alcalóides 55
- Alfabetização Científica (AC) 1, 3, 10, 11, 12
- Antibacteriana 55
- Antifúngica 55, 61, 65
- Anti-inflamatória 55, 61
- Antimalárica 55
- Atividades antioxidante 55

### B

- Base Nacional Comum Curricular (BNCC) 10, 16, 26

### C

- Células galvânicas 40, 41, 43, 45, 46, 52
- Ciências da natureza 1, 3, 8, 9, 10, 11, 16
- Ciências naturais 1, 5, 10, 37
- Conhecimento científico 2
- Contextualização 13, 14, 16, 17, 20, 24, 25, 26, 27
- Covid-19 2, 3, 4, 11, 12

### E

- Eletrodo Padrão de Hidrogênio (EPH) 47
- Elétrons 40, 41, 42, 43, 44, 45, 47, 48
- Eletroquímica 40, 41, 42, 43, 44, 46, 47, 52
- Engenharia Didática (ED) 13, 15
- Ensino a distância 2
- Ensino-aprendizagem 3, 10, 30
- Ensino de química 11, 13, 53, 66
- Ensino remoto 11
- Ensino tradicional 1
- Estação de Tratamento de Água (ETA) 9

## F

*Fake news* 2, 11

Flavonóides 55

Funções exponenciais 13, 14, 15, 17, 18, 19, 21, 25, 26, 27

## G

GeoGebra 14, 19, 21, 22

*Google Classroom* 4

## L

LibreOffice Calc 14, 19, 22, 23

*Lobby político* 2

## M

Meio ambiente 3, 7, 8, 52

Micro-organismo 3

Modelagem matemática 14, 18, 19, 27

Monoterpenos 55

## N

Negacionismo 2

## O

Óleos essenciais 55

Oxidação-redução 40, 41, 42

## P

Pandemia 2, 3, 4, 9, 10, 11, 12

Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN+) 16, 26

Pilha de Daniell 43, 44

Pilhas e baterias 40, 41, 46, 52

Plantas medicinais 54, 55, 63, 64

Ponte salina 43, 44, 45

Práxis docente 14, 25

Processo de desinfecção 9

Projeto político pedagógico 3

## **R**

Reações químicas 24, 40

Redox 40, 41, 42, 43, 44, 46

## **S**

Semi-reações 41, 42, 45

Sequência didática 13, 14, 15, 16, 24, 25, 26

Sesquiterpenos 55

*Softwares* 14, 18

STEAM (*Science, Technology, Engineering, Arts and Mathematics*) 14, 15

## **T**

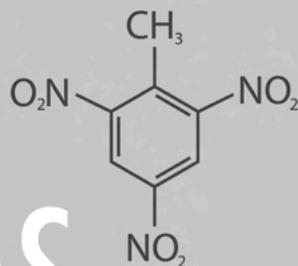
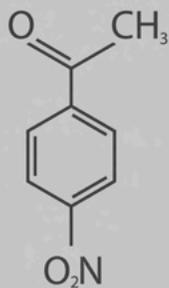
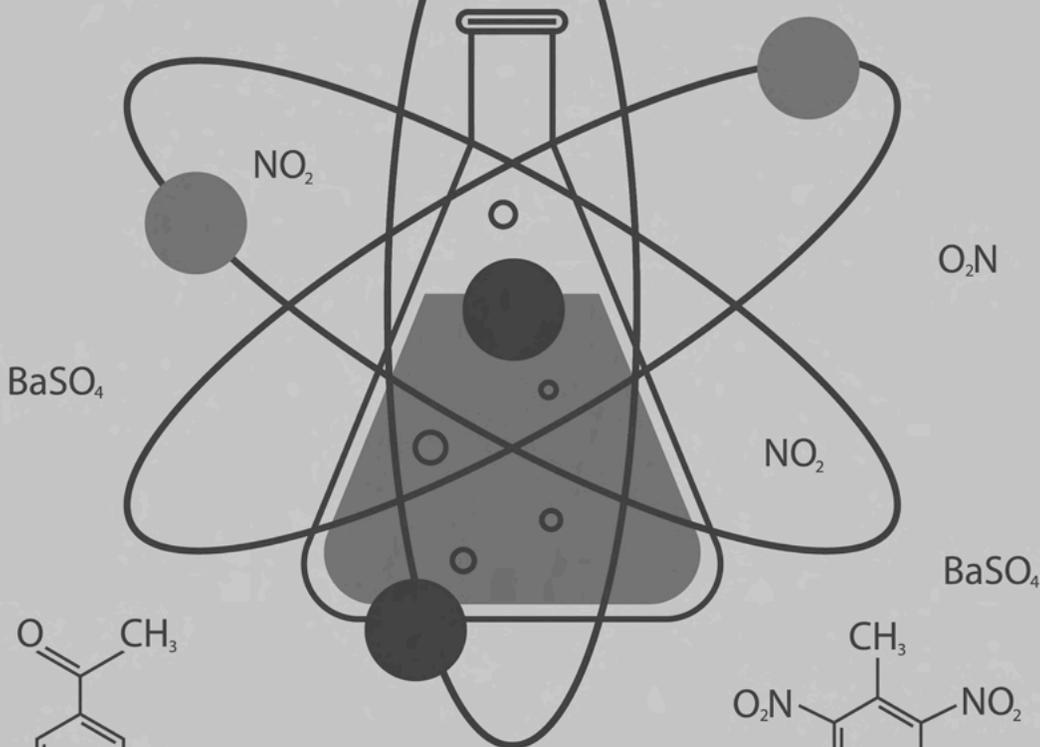
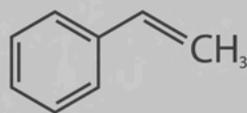
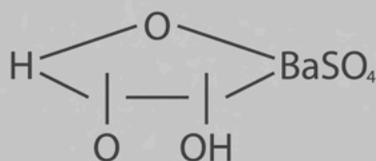
Técnico-científicos 6, 7, 9

Tecnologias digitais 1

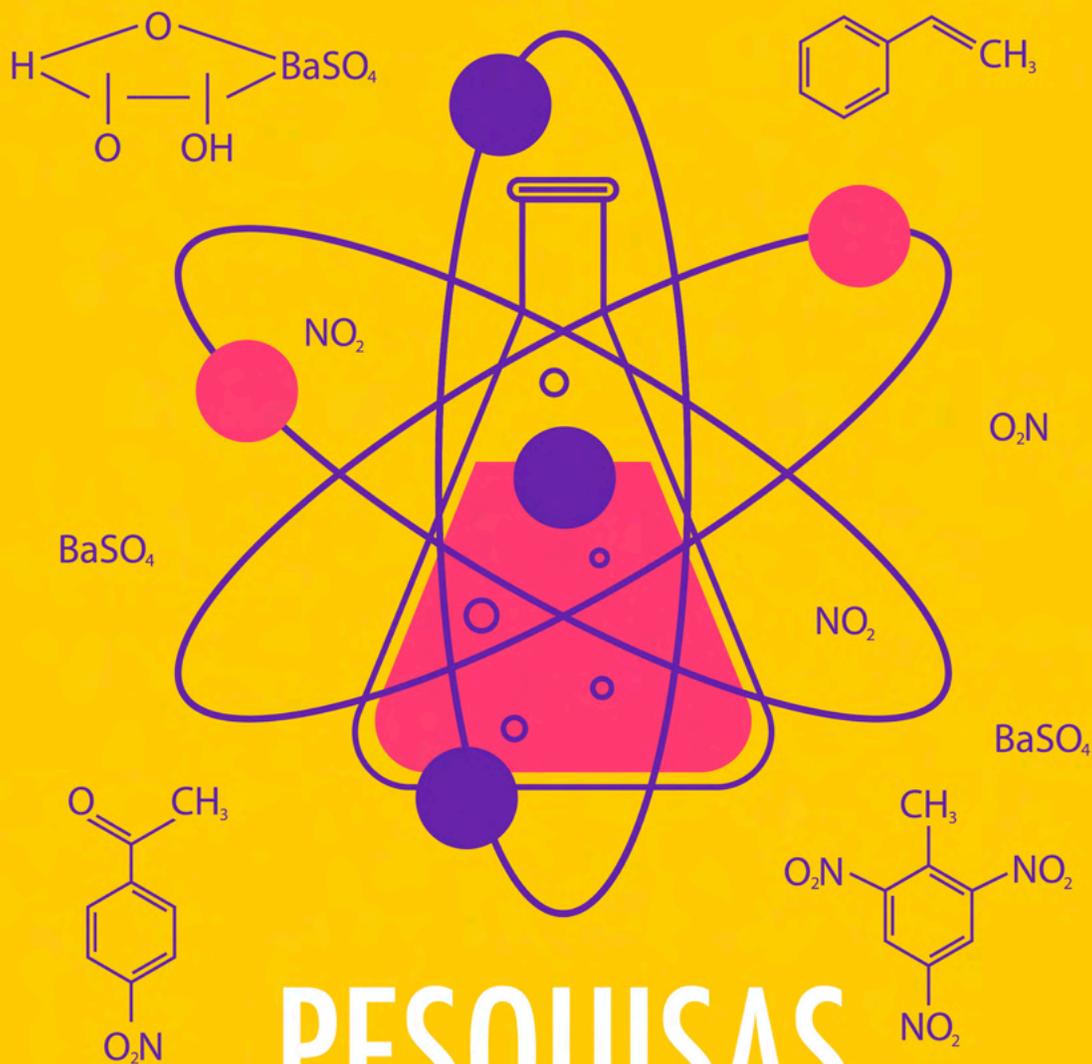
Terpenoides 55

## **U**

Universidade Federal do Triângulo Mineiro (UFTM) 3



# PESQUISAS CIENTÍFICAS 3 E O ENSINO DE QUÍMICA



# PESQUISAS CIENTÍFICAS 3 E O ENSINO DE QUÍMICA