



**MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
UNIVERSIDADE FEDERAL DO TRIÂNGULO MINEIRO
INSTITUTO DE CIÊNCIAS EXATAS, NATURAIS E EDUCAÇÃO
PROGRAMA DE MESTRADO PROFISSIONAL EM QUÍMICA EM REDE
NACIONAL**

NATHÁLIA JÚLIO SILVEIRA

**ENSINO DE ELETROQUÍMICA NO ENSINO MÉDIO POR MEIO DE UMA
PROPOSTA DIDÁTICA COM ABORDAGEM DE EQUILÍBRIOS SIMULTÂNEOS
DE OXIRREDUÇÃO E DE COMPLEXAÇÃO**



UBERABA - MG

2022

NATHÁLIA JÚLIO SILVEIRA

**ENSINO DE ELETROQUÍMICA NO ENSINO MÉDIO POR MEIO DE UMA
PROPOSTA DIDÁTICA COM ABORDAGEM DE EQUILÍBRIOS SIMULTÂNEOS
DE OXIRREDUÇÃO E DE COMPLEXAÇÃO**

Dissertação de Mestrado apresentada ao Instituto de Ciências Exatas, Naturais e Educação (ICENE/UFTM), Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI/UFTM-Uberaba), como requisito para obtenção do título de Mestre em Química.

Linha de pesquisa: LP4 - Química Ambiental e Energia

Orientadora: Profa. Dra. Valéria Almeida Alves

Coorientador: Prof. Dr. Luís Antônio da Silva

UBERABA - MG

2022

**Catálogo na fonte: Biblioteca da Universidade Federal do
Triângulo Mineiro**

S589e

Silveira, Nathália Júlio

Ensino de eletroquímica no ensino médio por meio de uma proposta didática com abordagem de equilíbrios simultâneos de oxirredução e de complexação / Nathália Júlio Silveira. -- 2022.

137 p. : il., graf., tab.

Dissertação (Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional) -- Universidade Federal do Triângulo Mineiro, Uberaba, MG, 2022

Orientadora: Profa. Dra. Valéria Almeida Alves

Coorientador: Prof. Dr. Luís Antônio da Silva

1. Eletroquímica. 2. Química (Ensino médio). 3. Educação – Métodos experimentais. 4. Simulação (Computadores). I. Alves, Valéria Almeida. II. Universidade Federal do Triângulo Mineiro. III. Título.

CDU 544.6(07)

NATHÁLIA JÚLIO SILVEIRA

ENSINO DE ELETROQUÍMICA NO ENSINO MÉDIO POR MEIO DE UMA PROPOSTA DIDÁTICA COM ABORDAGEM DE EQUILÍBRIOS SIMULTÂNEOS DE OXIRREDUÇÃO E DE COMPLEXAÇÃO

Dissertação de Mestrado apresentada ao Instituto de Ciências Exatas, Naturais e Educação (ICENE/UFTM), Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI/UFTM-Uberaba), como requisito para obtenção do título de Mestre em Química.

Linha de pesquisa: LP4 - Química Ambiental e Energia

Orientadora: Profa. Dra. Valéria Almeida Alves

Coorientador: Prof. Dr. Luís Antônio da Silva

Uberaba, 03 de junho de 2022

Banca Examinadora:

Prof.^ª Dr.^ª Valéria Almeida Alves – Orientadora
Universidade Federal do Triângulo Mineiro

Prof.^ª Dr.^ª Márcia Andreia Mesquita Silva da Veiga
Universidade de São Paulo

Profª. Drª. Sheila Cristina Canobre
Universidade Federal de Uberlândia



Documento assinado eletronicamente por **VALERIA ALMEIDA ALVES, Professor do Magistério Superior**, em 03/06/2022, às 17:52, conforme horário oficial de Brasília, com fundamento no § 3º do art. 4º do [Decreto nº 10.543, de 13 de novembro de 2020](#) e no art. 34 da [Portaria Reitoria/UFTM nº 87, de 17 de agosto de 2021](#).



Documento assinado eletronicamente por **MARCIA ANDREIA MESQUITA SILVA DA VEIGA, Usuário Externo**, em 03/06/2022, às 18:15, conforme horário oficial de Brasília, com fundamento no § 3º do art. 4º do [Decreto nº 10.543, de 13 de novembro de 2020](#) e no art. 34 da [Portaria Reitoria/UFTM nº 87, de 17 de agosto de 2021](#).



Documento assinado eletronicamente por **Sheila Cristina Canobre, Usuário Externo**, em 03/06/2022, às 21:36, conforme horário oficial de Brasília, com fundamento no § 3º do art. 4º do [Decreto nº 10.543, de 13 de novembro de 2020](#) e no art. 34 da [Portaria Reitoria/UFTM nº 87, de 17 de agosto de 2021](#).



A autenticidade deste documento pode ser conferida no site http://sei.ufm.edu.br/sei/controlador_externo.php?acao=documento_conferir&id_orgao_acesso_externo=0, informando o código verificador **0743724** e o código CRC **CC020A8C**.

Dedico a todos que me apoiaram,
minha família, pais e irmãos e
especialmente meus orientadores.

AGRADECIMENTOS

Agradeço primeiramente a Deus, por ter me dado força, ânimo e saúde para conseguir realizar o mestrado e a pesquisa acadêmica.

A toda minha família pelo apoio e incentivo, e em especial meus pais, Sueli e Vanílcio, pelo amor incondicional e educação ao longo dos anos, e à meus irmãos Igor e Kamilla pelo carinho.

Aos meus orientadores, Prof^a. Dr^a. Valéria Almeida Alves e Prof. Dr. Luís Antônio da Silva, meu muito obrigada pela paciência e sugestões.

Às alunas do Curso de Licenciatura em Química da UFTM, Jaqueline Freitas Sousa e Júnia Fabricia Teixeira, pela colaboração no desenvolvimento dos *kits* experimentais de eletroquímica para a realização da atividade prática, sem vocês isso não seria possível.

Ao corpo docente do programa pelos conhecimentos transmitidos, pelo empenho e dedicação. Tudo isso contribuiu para a melhoria da minha formação acadêmica.

Aos colegas de mestrado Adelaide, Ederson, Karlos e Roberta pelas relevantes discussões.

Ao Colégio Estadual da Polícia Militar – Dionária Rocha, a toda equipe gestora, colegas professores e alunos que participaram do projeto.

À Universidade Federal do Triângulo Mineiro (UFTM), ao Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI/UFTM), à coordenação e secretária do PROFQUI/UFTM, pela oportunidade de estar concretizando um dos meus objetivos profissionais.

À Coordenação de Aperfeiçoamento de Pessoal de Nível Superior (CAPES) pelo apoio financeiro para participação em eventos científicos.

RESUMO

Eletroquímica é um conteúdo que envolve dificuldade no processo de ensino e aprendizagem, tanto no Ensino Médio como no Superior. Visando-se contribuir com o ensino de conceitos de eletroquímica na educação básica, utilizou-se uma sequência de aulas a partir de tecnologias digitais, simulação por computador e experimentação, utilizando-se um *kit* experimental confeccionado a partir de uma questão do vestibular de 2019 do Instituto Militar de Engenharia (IME), ferramentas estas que podem facilitar o ensino desses conceitos, permitindo uma associação entre três níveis representacionais: macroscópico, microscópico e simbólico. O trabalho foi desenvolvido em um colégio Estadual da Polícia Militar, na cidade de Itumbiara-GO, no período de pandemia da COVID-19, com aulas remotas. Porém, com o retorno presencial gradual, após quase dois anos de aulas remotas, a atividade experimental foi realizada presencialmente. A proposta didática foi desenvolvida com a participação de 11 alunos do 2º ano do Ensino Médio (exceto na atividade experimental presencial, onde contou-se com a participação de 7 alunos), durante 11 aulas de 50 minutos, ministradas nos meses de setembro e outubro de 2021, fora do horário de aula regular dos alunos. As atividades foram realizadas na seguinte sequência: **i)** diagnóstico sobre os conhecimentos dos alunos em eletroquímica, por meio da aplicação de três instrumentos; **ii)** aulas utilizando *slides* do powerpoint contendo aspectos teóricos sobre eletroquímica e equilíbrio químico; **iii)** uso de um simulador, focando na célula galvânica conhecida como Pilha de Daniell e avaliação da atividade; **iv)** resolução da questão do vestibular do IME-2019, de alta complexidade, que inspirou a confecção do *kit* experimental, montagem e utilização do *kit* experimental de eletroquímica e avaliação da atividade; e **v)** reaplicação dos três instrumentos do item **i)**, o que permitiu avaliar a eficiência da proposta didática no processo de ensino-aprendizagem dos alunos. Os resultados obtidos indicam a eficiência da proposta didática no processo de ensino-aprendizagem dos estudantes, pois houve uma melhora do desempenho dos mesmos em todos os instrumentos, comparando-se os dois momentos de sua aplicação, ou seja, antes e após o desenvolvimento da proposta didática. Isso mostra indícios de que a simulação por computador e a experimentação são recursos pedagógicos que podem se complementar e, quando associados às aulas expositivas tradicionais, podem culminar numa melhoria do processo de ensino-aprendizagem de conteúdos de química na educação básica. Dessa forma, por meio de aulas

diversificadas, torna-se possível ao professor explorar vários conceitos, como reação de oxirredução, reação de complexação, célula galvânica, equação de Nernst, constante de equilíbrio, entre outros. Importante ressaltar que o *kit* experimental desenvolvido nesse trabalho é facilmente reproduzível, confeccionado com materiais de fácil acesso, baixo custo e que pode ser utilizado como ferramenta didática para incrementar o processo de ensino e aprendizagem. O referido *kit* experimental consiste no produto educacional dessa dissertação, e foi aceito para publicação na seção Experimentação no Ensino de Química da revista Química Nova na Escola (QNEsc).

Palavras-chave: ensino de eletroquímica; *kit* experimental; simulador.

ABSTRACT

Electrochemistry is a content that involves difficulty in the teaching and learning process, both in high school and college. Aiming to contribute to the teaching of electrochemistry concepts in basic education, a sequence of classes based on digital technologies, computer simulation and experimentation was used, using an experimental kit made from a question of the 2019 entrance exam from the Instituto Militar de Engenharia (IME), tools that can facilitate the teaching of these concepts, allowing an association between three representational levels: macroscopic, microscopic and symbolic. The work was developed in a State College of the Military Police, in the city of Itumbiara-GO, during the COVID-19 pandemic, with remote classes. However, with the gradual in person return, after almost two years of remote classes, the experimental activity was carried out in person. The didactic proposal was developed with the participation of 11 students from the 2nd year of high school (except in the face-to-face experimental activity, where 7 students participated), during 11 50-minute classes, taught in september and october 2021, outside the students' regular class hours. The activities were carried out in the following sequence: **i)** diagnosis of the students' knowledge in electrochemistry, through the application of three instruments; **ii)** classes using powerpoint slides containing theoretical aspects of electrochemistry and chemical equilibrium; **iii)** use of a simulator, focusing on the galvanic cell known as Daniell's Cell and evaluation of the activity; **iv)** resolution of the highly complex IME-2019 entrance exam question, which inspired the making of the experimental kit, assembly and use of the electrochemistry experimental kit and activity evaluation; and **v)** reapplication of the three instruments of item **i)**, which made it possible to evaluate the efficiency of the didactic proposal in the teaching-learning process of the students. The results obtained indicate the efficiency of the didactic proposal in the teaching-learning process of the students, as there was an improvement in their performance in all instruments, comparing the two moments of its application, that is, before and after the development of the didactic proposal. This shows evidence that computer simulation and experimentation are pedagogical resources that can complement each other and, when associated with traditional lectures, can lead to an improvement in the teaching-learning process of chemistry content in basic education. Thus, through diversified classes, it becomes possible for the teacher to explore various concepts, such as oxide-reduction reaction,

complexation reaction, galvanic cell, Nernst equation, equilibrium constant, among others. It is important to emphasize that the experimental kit developed in this work is easily reproducible, made with easily accessible, low-cost materials that can be used as a didactic tool to enhance the teaching and learning process. This experimental kit consists of the educational product of this dissertation, and was accepted for publication in the Experimentation in Chemistry Teaching section of the journal *Química Nova na Escola (QNEsc)*.

Keywords: teaching of electrochemistry; experimental kit; simulator.

SUMÁRIO

1	INTRODUÇÃO	13
1.1	O PRINCÍPIO DE LE CHATELIER E O EQUILÍBRIO ELETROQUÍMICO ...	16
1.2	DIFICULDADES DOS ALUNOS NA COMPREENSÃO DA MATÉRIA.....	18
2	OBJETIVOS	23
2.1	OBJETIVOS GERAIS.....	23
2.2	OBJETIVOS ESPECÍFICOS	23
3	JUSTIFICATIVA	24
4	METODOLOGIA	25
4.1	CAMPO, CARACTERIZAÇÃO, SUJEITOS DA PESQUISA E CONSIDERAÇÕES ÉTICAS.....	25
4.2	DESENVOLVIMENTO DA PROPOSTA DIDÁTICA	27
4.2.1	Desenvolvimento do <i>kit</i> experimental	37
4.2.1.1	<i>Materiais e equipamentos necessários para montagem do kit experimental</i>	38
4.2.1.2	<i>Preparo das soluções do kit experimental</i>	40
4.2.1.3	<i>Montagem do kit experimental para elucidar a questão do IME</i>	40
4.2.2	Descarte dos resíduos produzidos no experimento e recomendação de segurança	41
5	RESULTADOS E DISCUSSÃO	43
5.1	EXPLORANDO CÉLULAS GALVÂNICAS USANDO SIMULAÇÃO POR COMPUTADOR	43
5.2	VALIDAÇÃO DO <i>KIT</i> EXPERIMENTAL DE ELETROQUÍMICA.....	55
5.3	EXPERIMENTAÇÃO A PARTIR DO <i>KIT</i> EXPERIMENTAL DE ELETROQUÍMICA.....	59
5.4	SOBRE OS CONHECIMENTOS DOS ALUNOS EM ELETROQUÍMICA, ANTES E APÓS A APLICAÇÃO DA PROPOSTA DIDÁTICA.....	69
6	CONSIDERAÇÕES FINAIS	89
	REFERÊNCIAS	91
	APÊNDICE A – Explorando células galvânicas usando simulação por computador	97
	APÊNDICE B – Guia de montagem e utilização do <i>kit</i> experimental de eletroquímica pelos alunos	99
	APÊNDICE C – Questionário de avaliação pelos alunos da atividade experimental realizada com os <i>kits</i>	102

APÊNDICE D – Produto educacional, aceito para publicação na revista Química Nova na Escola.....	104
APÊNDICE E – Produções: resumos publicados em anais de congressos / trabalhos apresentados	123
ANEXO A – Termo de consentimento livre e esclarecido.....	125
ANEXO B – Autorização da escola para realização da pesquisa	131
ANEXO C – Questão típica de vestibular sobre células eletroquímicas (galvânicas) (SANTOS-JÚNIOR <i>et al.</i>, 2016, p. 327)	132
ANEXO D – Mapa conceitual sobre o funcionamento da pilha de Daniell (SANTOS-JÚNIOR <i>et al.</i>, 2016, p. 327).....	133
ANEXO E – Questões de eletroquímica.....	134
ANEXO F – Questionário de avaliação pelos alunos da simulação por computador.....	137

1 INTRODUÇÃO

Na área de Ciências da Natureza, dando ênfase na química, os conhecimentos conceituais são sistematizados em leis, teorias, fórmulas e modelos (BRASIL, 2018, p. 548). Algumas pesquisas apontam esse e outros fatos, por exemplo no caso da química em especial, que se trata de uma ciência de difícil compreensão e distante do cotidiano (GUIMARÃES, 2010); valorização da memorização de regras, fórmulas, nomes e estruturas (LIMA; LEITE, 2012); transmissão de informações, de conceitos e de leis de maneira desconectadas com o cotidiano dos estudantes (LIMA, 2012), entre outros. A elaboração e aplicação de modelos explicativos e ou de *kits* experimentais ou de outros recursos didáticos que auxiliem na compreensão de fenômenos naturais e sistemas tecnológicos, são, portanto, aspectos fundamentais do fazer científico, além de estimular os alunos a compreenderem e raciocinarem sobre o que é proposto, organizarem o seu pensamento e não somente memorizar e aplicar fórmulas.

A intencionalidade do presente trabalho vai de encontro com duas habilidades exigidas pela Base Nacional Comum Curricular (BNCC), na área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias no ensino médio:

(EM13CNT301) Construir questões, elaborar hipóteses, previsões e estimativas, empregar instrumentos de medição e representar e interpretar modelos explicativos, dados e/ou resultados experimentais para construir, avaliar e justificar conclusões no enfrentamento de situações-problema sob uma perspectiva científica. [...] (EM13CNT303) Interpretar textos de divulgação científica que tratem de temáticas das Ciências da Natureza, disponíveis em diferentes mídias, considerando a apresentação dos dados, tanto na forma de textos como em equações, gráficos e/ou tabelas, a consistência dos argumentos e a coerência das conclusões, visando construir estratégias de seleção de fontes confiáveis de informações". (BRASIL, 2018, p. 559).

Vale ressaltar que a BNCC é o documento normativo para o ensino médio, que define o conjunto de aprendizagens essenciais que devem ser desenvolvidas com base em conhecimentos, competências e habilidades.

Uma das problemáticas que caracteriza a pesquisa no campo da didática das ciências são as dificuldades de aprendizagem dos estudantes, e na tentativa de se superá-las que a área se constitui e produz conhecimento científico há mais de duas décadas (CACHAPUZ *et al.*, 2001; SCHNETZLER, 2002; ADÚRIZ-BRAVO; AYMERICH, 2002). Nesse contexto a proposição de metodologias de ensino

inovadoras, que complementem e auxiliem o ensino tradicional, inclusive utilizando a experimentação, e o uso de simulação por computador torna-se relevante.

Os conteúdos específicos abordados nesse trabalho são eletroquímica e equilíbrio químico, utilizando a equação de Nernst para cálculo da concentração de uma espécie e, em seguida, aplicando na tabela de equilíbrio químico para posterior cálculo da constante de formação, K_f , do íon complexo $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, chamado íon tetra(amin)cobre (II), o que permite avaliar a estabilidade desse íon na solução.

Contudo, percebe-se uma grande dificuldade dos alunos na compreensão e assimilação destes conteúdos para resolução de questões mais complexas, como a questão seis do vestibular de 2019 do Instituto Militar de Engenharia (IME), descrita na Figura 1. A resolução dessa questão pode ser encontrada em <http://poliedroresolve.sistemapoliedro.com.br/#/resolucao/IME/2019/526>.

Figura 1 - Questão do vestibular do IME, ano 2019, que inspirou a montagem do *kit* experimental para determinação da constante de equilíbrio, K_f , de uma reação química (de complexação)

6ª QUESTÃO	Valor: 1,0
<p>Sabe-se que o íon cobre (II) tem tendência a reagir quase que totalmente com a amônia, em meio aquoso, formando o íon $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$. A constante de equilíbrio dessa reação, denominada constante de formação (K_f), permite avaliar a estabilidade desse íon na solução.</p> <p>Considere uma célula voltaica, a 25 °C, em que uma semicélula é constituída por uma haste de cobre mergulhada em 50,0 mL de solução aquosa 0,20 mol/L de $CuSO_4$ e a outra por uma haste de ferro mergulhada em 50,0 mL de solução aquosa 0,25 mol/L de $FeSO_4$. Adicionando-se 50,0 mL de solução aquosa 2,80 mol/L de NH_3 ao compartimento que contém $CuSO_4$, obtém-se uma fem de 0,387 V na célula. Determine a constante de formação do $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$</p>	

Fonte: EXÉRCITO BRASILEIRO, 2018/2019

Visando-se contribuir com o ensino de conceitos de eletroquímica, foi proposta uma estratégia didática, utilizando-se simulação por computador e *kit* experimental. Essas ferramentas visaram promover subsídios para todo o trabalho, pois a partir delas montou-se as atividades das aulas práticas direcionadas ao ensino dos conteúdos de eletroquímica.

Recursos tecnológicos já são utilizados em aulas de química há algum tempo, como por exemplo, “laboratório de ciências, laboratório de informática, e-mail, *internet* (*Web*), aplicativos de celulares, *software* de química, sala virtual, aplicativos que

facilitam o estudo da tabela periódica” (FARIA; SILVEIRA; BERNARDES, 2018, p. 90), entre outros.

Moran (2004) afirma que o papel do professor é fundamental nos projetos de inovação, até porque a qualidade de um ambiente tecnológico de ensino depende de como ele é explorado didaticamente. Faria, Silveira e Bernardes (2018) ainda complementam que o professor é um agente mediador que ajuda a escola a realizar a sua função social. Portanto, espera-se que o mesmo possa ajudar na construção do processo de desenvolvimento individual e coletivo.

Essas mesmas autoras, Faria, Silveira e Bernardes (2018, p. 84), abordam sobre o atual avanço tecnológico e a sua inclusão nas instituições escolares.

[...] o atual avanço tecnológico favorece para que as novas tecnologias da informação e comunicação estejam presentes em todo o âmbito social, principalmente dentro das salas de aula, espaço no qual os professores são desafiados a formar pessoas capazes de se adaptarem a um mundo em constantes e rápidas transformações de vida. Algumas tecnologias como a internet, o computador, os celulares, os tablets, os Datashow, os vídeos, a televisão, os jogos, entre outros, são exemplos de recursos tecnológicos que podem ser utilizados na escola a fim de se obter uma melhora na qualidade no sistema educacional. Essas tecnologias proporcionam práticas pedagógicas dinâmicas, coletivas, possibilitando a construção do conhecimento em ambientes educacionais e vem inovando os planejamentos de aulas, contribuindo para que os professores façam a mediação entre o conteúdo a ser ensinado e ao aluno a adquirir o conhecimento de forma contextualizada e significativa.

Portanto, o uso de simuladores de eletroquímica em momentos específicos das aulas pode favorecer no processo de assimilação do conteúdo, juntamente com a posterior complementação com o *kit* experimental com materiais alternativos. Esse último permite que o aluno participe da ação de montagem e execução do *kit*, fazendo que aquilo que está sendo visto e executado na prática faça parte do seu processo de descoberta em busca de respostas e assimilação da teoria estudada anteriormente, possibilitando maior apropriação do conteúdo ensinado e um aprendizado mais efetivo.

O *kit* experimental apresentado neste trabalho pode ser facilmente montado e utilizado, mesmo em escolas que não possuem laboratório, promovendo o incentivo a esse tipo de atividade.

A atividade experimental proposta pode contribuir para a superação de concepções alternativas e equivocadas apresentadas pelos estudantes do ensino

médio sobre vários conceitos de eletroquímica, os quais ingressam no ensino superior com pouca ou nenhuma base conceitual de eletroquímica (VENTURI *et al.*, 2021).

O professor, por sua vez, pode explorar vários conceitos, como reação de oxirredução, reação de complexação, célula galvânica, equação de Nernst, constante de equilíbrio, entre outros.

Além disso, situações emergenciais como a pandemia de COVID-19 (causada pelo denominado Coronavírus, ou SARS-CoV-2), podem influenciar os rumos de nossa sociedade, e conseqüentemente os da educação, de forma que se torna necessário desenvolver rapidamente novas medidas educacionais ou adaptar os métodos usuais (SOUZA *et al.*, 2021).

1.1 O PRINCÍPIO DE LE CHATELIER E O EQUILÍBRIO ELETROQUÍMICO

Essa seção propicia a abordagem do equilíbrio eletroquímico a partir da extensão do Princípio de Le Chatelier, mostrando que o mesmo também pode ser aplicado aos equilíbrios eletroquímicos.

Essa abordagem, apesar de ser tratada num artigo não muito recente do *Journal of Chemical Education* para um outro sistema eletroquímico (RUNO; PETERS, 1993), não tem sido explorada nos livros texto ou em artigos da área de eletroquímica. Dessa forma, trata-se de uma contribuição do presente artigo para uma melhor compreensão do equilíbrio eletroquímico.

A questão do IME também envolve o equilíbrio de complexação e a determinação da constante de estabilidade do complexo tetra(amin)cobre (II), $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, o que somente é possível devido à montagem da célula eletroquímica e das medidas realizadas de potencial da célula, por isso o equilíbrio eletroquímico é o principal foco do presente trabalho.

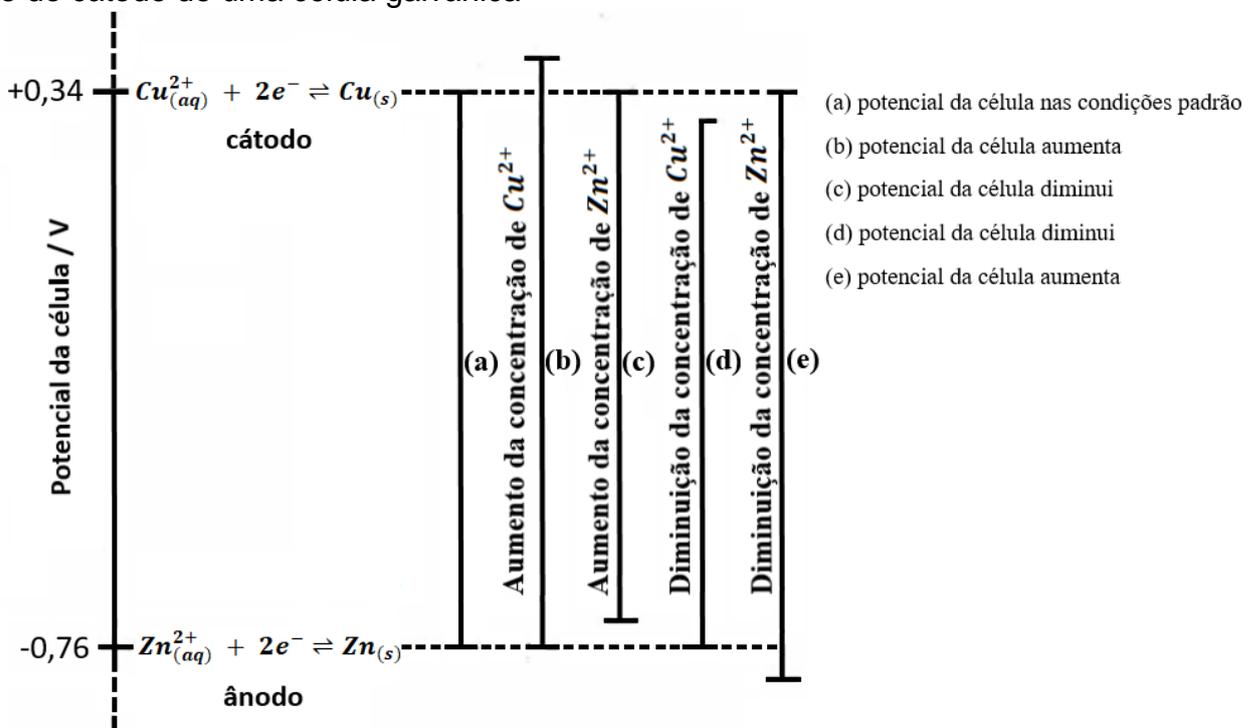
Importante mencionar que, na atividade experimental proposta, a célula galvânica se encontrará em condição de equilíbrio eletroquímico, pois o multímetro impõe uma resistência à passagem de corrente elétrica, de modo que $I \approx 0$, ou seja, o equilíbrio eletroquímico é estabelecido (ÖZKAYA, 2002).

Vale ressaltar que o estado de equilíbrio químico só será estabelecido quando o fluxo de elétrons for permitido e o potencial da célula atingir 0 V, ou seja, a variação de energia livre de Gibbs é igual a zero, $\Delta G = 0$ (ÖZKAYA, 2002; SKOOG *et al.*, 2015).

Dessa forma, a diferença de potencial medida usando o multímetro corresponde ao potencial da célula sob condições de equilíbrio eletroquímico.

Pode-se usar uma escada de potencial para determinar qual semi-célula corresponde ao ânodo e qual semi-célula corresponde ao cátodo. Observa-se as duas semi-reações em uma escada de potencial padrão de redução, Fig. 2(a), da seguinte maneira: para uma célula galvânica, o degrau inferior (semi-reação) é sempre o ânodo, e o degrau superior (semi-reação) é sempre o cátodo (RUNO; PETERS, 1993).

Figura 2 - Diagrama de escada mostrando as posições relativas do potencial do ânodo e do cátodo de uma célula galvânica



Fonte: Adaptado de Runo; Peters, 1993

Além de identificar os eletrodos, pode-se calcular o potencial da célula por meio da diferença entre os valores de potencial padrão de redução das semi-reações (degraus) da escada: $0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$. Este valor corresponde ao valor do potencial padrão da reação global da célula $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Zn}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$.

Pode-se usar essa mesma escada de potencial padrão de redução para prever como mudanças na concentração de uma ou mais espécies em uma célula galvânica afetarão o seu potencial. Sempre que a concentração de um reagente em uma semi-reação aumenta, a força motriz da semi-reação no sentido direto aumenta. Isso torna

o potencial da célula maior e, portanto, aumenta a posição da semi-reação (degrau) na escada (RUNO; PETERS, 1993).

Se a semi-reação envolvida for o degrau superior (cátodo), a distância entre as duas semi-reações (degraus) na escada torna-se maior, aumentando assim o potencial da célula. Se a semi-reação inferior (ânodo) for a envolvida, a distância entre as duas semi-reações (degraus) diminui, ou seja, o potencial da célula diminui (RUNO; PETERS, 1993).

O mesmo tipo de análise pode ser feito considerando a diminuição da concentração de um reagente ou o aumento da concentração de um produto, numa dada semi-reação, anódica ou catódica.

A partir do diagrama de escada (Fig. 2), mostrando as posições relativas do potencial do ânodo e do cátodo de uma célula galvânica, é possível verificar que o potencial da célula é 1,10 V quando todas as espécies estão presentes em concentrações de 1 mol L⁻¹, Fig. 2(a); **maior que 1,10 V se a [Cu²⁺] aumentar**, Fig. 2(b); **menor que 1,10 V se a [Zn²⁺] aumentar**, Fig. 2(c); **menor que 1,10 V se a [Cu²⁺] diminuir**, Fig. 2(d); e **maior que 1,10 V se a [Zn²⁺] diminuir**, Fig. 2(e).

Os diferentes segmentos de linha mostram as tendências qualitativas. Esta abordagem é uma extensão do Princípio de Le Chatelier para células galvânicas em equilíbrio eletroquímico e permite contornar a tarefa de usar a equação de Nernst para descobrir como o potencial da célula varia para diferentes concentrações de reagentes e produtos (RUNO; PETERS, 1993).

1.2 DIFICULDADES DOS ALUNOS NA COMPREENSÃO DA MATÉRIA

De acordo com Machado e Aragão (1996, p. 1) percebe-se que, mesmo tendo se passado quase três décadas, há uma semelhança com o modo como os alunos interiorizam os conceitos de equilíbrio químico:

O conceito de equilíbrio químico tem sido apontado por muitos autores — e também por muitos professores — como problemático para o ensino e a aprendizagem (MASKILL & CACHAPUZ, 1989). Ao que parece, esse conceito tem grande riqueza e potencial para o ensino de química, uma vez que articula muitos outros temas, tais como reação química, reversibilidade das reações, cinética etc. Em geral, as abordagens encontradas nos livros didáticos, bem como as observadas em salas de aula do ensino médio, tendem a enfatizar aspectos quantitativos (matemáticos) relacionados ao conceito, em detrimento de uma abordagem qualitativa. [...] Mas uma investigação mais detida, que buscasse perceber como compreendem o que ocorre em um sistema no estado de equilíbrio no nível atômico-molecular, provavelmente revelaria que essa compreensão fica muito comprometida.

Quílez Pardo e Sanjosé (1995) e Quílez Pardo (1998) consideram que o entendimento, a correta aplicação e a utilização do princípio de Le Chatelier ocupam um lugar de destaque entre as dificuldades apresentadas pelos estudantes e Teixeira Júnior (2007), complementa que o resultado das investigações chama a atenção para a importância de se deslocar o olhar para as aprendizagens conceituais, que precisam ser analisadas dentro das condições e contextos em que se realizam, pois integram uma das necessidades formativas de professores de Ciências proposta por Carvalho e Gil-Pérez (1993, p. 20): a necessidade do domínio da matéria a ser ensinada.

Inclusive, o conteúdo de equilíbrio químico também pode ser articulado com o de eletroquímica, como é o caso da questão selecionada para desenvolver o *kit* experimental.

Sobre o ensino de eletroquímica, é notória a dificuldade apresentada pelos alunos do ensino médio no tocante à aprendizagem deste conteúdo, dado que isso envolve um raciocínio complexo e elaborado por parte dos estudantes, além de uma visão macroscópica (BARRETO; BATISTA; CRUZ, 2017).

Alguns assuntos de eletroquímica relacionados às dificuldades, equívocos ou concepções alternativas apresentadas pelos estudantes são: oxidação e redução, ânodo e cátodo, corrente elétrica, ponte salina, diferença de potencial, funcionamento das pilhas eletroquímicas e potencial padrão de eletrodo (SANDERS *et al.*, 2018; VENTURI *et al.*, 2021).

Compreende-se, portanto, que as mudanças não são radicais, elas são gradativas e, por esses motivos, é importante que os alunos não se limitem a mera execução mecânica de cálculos, sem o estabelecimento de relação com os aspectos observáveis e mensuráveis que envolvem todo o processo.

Décadas se passaram e, infelizmente, praticamente as mesmas dificuldades, equívocos ou concepções alternativas observadas nas relações de ensino e aprendizagem em eletroquímica ainda persistem (BRADLEY; OGUDE, 1996; SANGER; GREENBOWE, 1999; ÖZKAYA, 2002; CULLEN; PENTECOST, 2011).

Nesse contexto, e considerando a importância da eletroquímica para o desenvolvimento científico e tecnológico, é relevante buscar métodos alternativos para facilitar o seu ensino e a sua compreensão, relacionando os fenômenos químicos com o cotidiano dos estudantes (SANTOS *et al.*, 2018).

Para o entendimento dos sistemas químicos pelos estudantes, é importante que eles façam conexões entre três níveis representacionais: macroscópico, microscópico e simbólico. As atividades experimentais permitem que os estudantes observem reações químicas no nível macroscópico; a simulação por computador ou animações se enquadram no nível microscópico, enquanto gráficos, equações químicas e matemáticas, e símbolos químicos são exemplos de representações simbólicas (GREENBOWE, 1994; ARINI; SANTOS; TORRES, 2021).

Dessa forma, a proposição de modelos feitos com material concreto (CULLEN; PENTECOST, 2011), o uso de simulação por computador (GREENBOWE, 1994; SANGER; GREENBOWE, 1997a; ROGERS; HUDDLE; WHITE, 2000; SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016), ou mesmo o uso de *kits* experimentais (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016; DINIZ *et al.*, 2020; DINIZ; SILVA; ALVES, 2020; SILVEIRA *et al.*, 2021; SILVEIRA; ALVES; SILVA, 2021; ARINI; SANTOS; TORRES, 2021) visam contribuir para um ensino de eletroquímica mais eficiente. A experimentação proporciona a relação indissociável entre teoria e prática (REGINALDO; SHEID; GÜLLICH, 2012).

No entanto, a ocorrência de atividades experimentais nas aulas de ciências e de química no ensino médio ainda não atingem níveis desejáveis (LISBÔA, 2015) por diversas razões, como a falta de recursos materiais para os professores na escola ou mesmo o seu despreparo para trabalhar com essas atividades (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016).

A experimentação se torna muito relevante nesse processo de aprendizagem por ter o aspecto observável. A origem do trabalho experimental nas escolas foi, há mais de um século, influenciada pelo trabalho experimental que era desenvolvido nas universidades. Tinha por objetivo melhorar a aprendizagem do conteúdo científico, porque os alunos aprendiam os conteúdos, mas não sabiam aplicá-los. Passado todo

esse tempo, o problema continua presente no ensino de Ciências (IZQUIERDO, SANMARTÍ; ESPINET, 1999).

Pode-se citar aqui vários fatores que interferem no desenvolvimento da execução das atividades experimentais, que vai desde grande quantidade de alunos nas turmas, falta de um bom planejamento do professor a recursos escassos nas escolas públicas. Contudo, quando bem planejada e executada, pode proporcionar um aprendizado mais efetivo, pois o aluno assume uma posição mais ativa, e com isso aprende melhor pela experiência direta, e muitos professores enxergam a experimentação por esta perspectiva.

Segundo Freire (1997) a realização de experimentos durante as aulas favorece a relação indissociável entre teoria e prática, além de uma excelente ferramenta para que o aluno faça a experimentação do conteúdo. Ponticelli, Zucolotto e Beluco (2013) argumentam ainda que esse tipo de atividade é capaz de articular os conhecimentos prévios e a observação dos estudantes no sentido da análise de suas próprias hipóteses e ideias.

Todavia, muitos procedimentos que envolvem trabalho prático são mal concebidos, confusos e de pouco valor educacional (HODSON, 1988) e, portanto, necessitam ter uma reavaliação crítica dos papéis do trabalho prático, do trabalho em laboratório, e dos experimentos no ensino de ciências, pois nem todo trabalho prático é exercido no laboratório, e que nem todo trabalho de laboratório inclui experimentos (HODSON, 1988).

Santos-Júnior *et al.*, (2016) alerta sobre a forma equivocada de interpretar os “erros” experimentais, sendo que, em se tratando de um experimento, tem também o caráter investigativo e quando o resultado de um experimento não é alcançado, ou seja, o resultado obtido não condiz com o esperado, e não há questionamento a respeito do motivo que não se chegou ao resultado “ideal”, o aluno simplesmente aceita uma teoria que não está de acordo com o experimento, pois, em muitas situações, o experimento tem como função, ilustrar um determinado conceito particular. Para que este tipo de equívoco não ocorra, é necessário que as práticas sejam bem orientadas, de forma a proporcionar que o aluno possa refletir sobre suas concepções alternativas e construir concepções mais próximas daquelas relacionadas ao conhecimento científico (FRAGAL *et al.*, 2011).

De acordo com Galiazzi *et al.*, (2001, p. 252):

Em pesquisa realizada por Kerr (1963), época de grande difusão das atividades experimentais nas escolas no mundo todo, professores apontaram dez motivos para a realização de atividades experimentais na escola. Esses motivos vêm, repetidamente, sendo encontrados em pesquisas mais recentes (HODSON, 1998) e são:

1. estimular a observação acurada e o registro cuidadoso dos dados;
2. promover métodos de pensamento científico simples e de senso comum;
3. desenvolver habilidades manipulativas;
4. treinar em resolução de problemas;
5. adaptar as exigências das escolas;
6. esclarecer a teoria e promover a sua compreensão;
7. verificar fatos e princípios estudados anteriormente;
8. vivenciar o processo de encontrar fatos por meio da investigação, chegando a seus princípios;
9. motivar e manter o interesse na matéria;
10. tornar os fenômenos mais reais por meio da experiência.

2 OBJETIVOS

2.1 OBJETIVOS GERAIS

Proporcionar aos alunos do ensino médio o envolvimento com conceitos relacionados à eletroquímica, por meio de uma proposta didática baseada na experimentação e na simulação por computador, e tendo como referencial habilidades exigidas na Base Nacional Comum Curricular (BNCC).

2.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS

Obter informações sobre os conhecimentos prévios dos alunos do ensino médio sobre eletroquímica.

Utilizar materiais alternativos e de baixo custo para construir uma célula galvânica, que servirá para ensinar conceitos de eletroquímica e de equilíbrio químico por meio da experimentação.

Utilizar simulação de computador para ensinar conceitos de eletroquímica.

Verificar se a proposta didática contribuiu para auxiliar a aprendizagem dos estudantes.

Desenvolver um produto educacional baseado na montagem de um *kit* experimental de baixo custo para uso como ferramenta didática no ensino de eletroquímica e de equilíbrio eletroquímico, na educação básica.

3 JUSTIFICATIVA

As atividades práticas são uma forma de envolver os alunos no seu processo de aprendizagem, despertando o seu interesse e proporcionando uma aprendizagem mais efetiva.

A presente pesquisa apresenta relevância, cuja proposta apresenta aderência com algumas habilidades exigidas pela BNCC na área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias no ensino médio (BRASIL, 2018, p. 559).

Contudo, a dificuldade de professores em encontrar metodologias que incrementem as suas aulas, considerando os conceitos e conteúdos abordados, vai de encontro com a fala de Diniz (2019, p. 30): “Muitas vezes a visão científica do professor está desconectada do cotidiano do estudante e da ciência”.

A BNCC pontua também a necessidade em se fortalecer elos, entre teoria e prática, e o uso das Tecnologias Digitais (TDs) no processo de ensino e aprendizagem, além de trabalhar habilidades voltadas para a autonomia e a cidadania dos indivíduos. Fato este evidenciado no período de enfrentamento à pandemia do Coronavírus, e o ensino de forma remota, que nos fez evoluir em termos de usar as TDs para o ensino.

O conceito de equilíbrio químico tem sido apontado por muitos autores — e também por muitos professores — como problemático para o ensino e a aprendizagem (MASKILL; CACHAPUZ, 1989). Esse assunto, contudo, tem grande importância para o ensino de química, uma vez que articula muitos outros, tais como reação química, reversibilidade das reações, cinética química e até eletroquímica, como é o caso da questão a partir da qual o *kit* experimental apresentado nesse trabalho foi desenvolvido.

A mera execução mecânica de cálculos, sem o estabelecimento de relação com os aspectos observáveis e mensuráveis, bem como com aqueles aspectos relacionados aos modelos para a constituição das substâncias, dificulta e, em alguns casos, pode impossibilitar a compreensão dos aspectos fundamentais do conhecimento sobre o estado de equilíbrio químico (MACHADO; ARAGÃO, 1996).

O *kit* experimental de eletroquímica possibilitará o uso de materiais acessíveis para que possa ser reproduzido pelos professores para uso em sala de aula do ensino médio.

4 METODOLOGIA

O presente capítulo descreve o campo e os sujeitos da pesquisa, a sua caracterização e as técnicas que foram adotadas durante a sua execução, com o objetivo de avaliar o aprendizado dos alunos, antes e depois da execução das atividades da proposta didática, baseada na simulação por computador e na experimentação, aplicadas no ensino de eletroquímica no ensino médio, com vistas à melhoria do processo de ensino e aprendizagem desse tema.

4.1 CAMPO, CARACTERIZAÇÃO, SUJEITOS DA PESQUISA E CONSIDERAÇÕES ÉTICAS

A pesquisa foi realizada com alunos do 2º ano do Ensino Médio do Colégio Estadual da Polícia Militar – Unidade Dionária Rocha do município de Itumbiara, Goiás, com a participação efetiva de 11 alunos, ou seja, tiveram frequência do início ao fim da pesquisa. Neste colégio, a pesquisadora e autora do presente trabalho ministrava aula há quatro anos. As atividades da pesquisa foram realizadas nos meses de setembro e outubro, no período noturno, visto que os alunos estudavam e trabalhavam durante o dia, e também para não comprometer os conteúdos programáticos curriculares seguidos pela secretaria do estado de Goiás. Todas as atividades da pesquisa foram realizadas de forma remota, exceto a atividade que envolveu experimentação.

O Colégio Estadual da Polícia Militar de Goiás – CEPMG, foi instituído pela lei Estadual nº 8.125 de 18 de junho de 1976, porém somente em 19 de novembro de 1998, através de um termo de cooperação Mútua entre Secretaria de Segurança Pública e Justiça e Secretaria Estadual de Educação e Cultura, nasceu o CEPMG. O CEPMG foca na formação de cidadãos conscientes, participativos, disciplinados, reflexivos, autônomos e possuidores de direitos e obrigações, havendo inclusive disciplina de noções de cidadania na matriz curricular de todas as séries.

O Colégio Estadual da Polícia Militar de Goiás - Unidade Dionária Rocha oferece toda a estrutura necessária para o conforto e desenvolvimento educacional dos seus alunos, como por exemplo: *Internet* banda larga, biblioteca, quadra esportiva

coberta, laboratório de ciências, laboratório de informática, sala de leitura, auditório, pátio coberto, pátio descoberto, sala de professores e cozinha.

Os Colégio Militares Estaduais de Goiás oferecem também um portal GR8 e um aplicativo para acompanhamento pedagógico do aluno: conferência de notas, boletim, faltas e ocorrências disciplinares, calendário anual, horário de aulas, cardápio do lanche (<https://www.portalcepmg.com.br/galeria-dos-20-anos/>).

Outro diferencial dos CEPMG são os uniformes e o sistema de normas e regras que norteiam a disciplina no colégio, e as medalhas, de bronze, de prata ou de ouro, que são entregues como forma de mérito para os alunos destaque nas mais diversas modalidades de desenvolvimento de aprendizado, se embasando nas notas contidas no boletim (dos alunos).

Esta pesquisa se baseia em revisão dos fundamentos teóricos de autores da literatura com vistas atualizadas a produção científica feita no ensino de química no que se refere tanto a sua contextualização, quanto ao método que será utilizado e a experimentação.

De acordo com Diniz (2019, p. 19):

O conhecimento químico pode se apresentar em três formas de abordagem: a fenomenológica, na qual residem os pontos chave relacionados ao conhecimento e que podem apresentar uma visualização concreta, de análise e determinações; a teórica, em que temos explicações embasadas em modelos tais como átomos, íons etc... produzir as explicações para os fenômenos; e a representacional, que engloba dados pertencentes à linguagem característica da química, tais como fórmulas, equações. Daí a necessidade da experimentação, como forma de fazer as ligações entre os três níveis de abordagem em que o conhecimento químico é expresso.

Estando de acordo com a Resolução 466/12 CNS (BRASIL, 2012), esta pesquisa é classificada como de risco mínimo, uma vez que não serão desenvolvidos procedimentos que sujeitem os participantes a riscos.

O Termo de Consentimento Livre e Esclarecido (TCLE), apresentado no ANEXO A, firma o compromisso em respeito à autonomia, liberdade e privacidade dos indivíduos, no esclarecimento da participação voluntária dos participantes, das informações dos objetivos e uso das informações obtidas na pesquisa, assim como o entendimento com clareza por parte dos participantes quanto aos procedimentos a serem realizados.

Tendo em vista que os participantes da pesquisa eram os próprios alunos da professora da educação básica, autora dessa pesquisa e mestranda do PROFQUI/UFTM, esse fato tornou desnecessário protocolar o projeto no Comitê de Ética em Pesquisa da Universidade Federal do Triângulo Mineiro (CEP/UFTM). O registro e a avaliação de uma pesquisa com esta especificidade é dispensado pelo sistema CEP/CONEP, e o fundamento pode ser encontrado no inciso VII do Art. 1º presente na Resolução 510/2016, que trata da pesquisa na área de Ciências Humanas e Sociais: "*Art. 1º (...) Parágrafo único. Não serão registradas nem avaliadas pelo sistema CEP/CONEP: (...) VII - pesquisa que objetiva o aprofundamento teórico de situações que emergem espontânea e contingencialmente na prática profissional, desde que não revelem dados que possam identificar o sujeito;*"

Face ao exposto, os pesquisadores fizeram a opção de utilizar o TCLE (ANEXO A), apenas como respaldo adicional, porém este documento não é obrigatório. Os pesquisadores também obtiveram a autorização do Colégio Estadual da Polícia Militar – Unidade Dionária Rocha, para acesso a dados (ANEXO B).

4.2 DESENVOLVIMENTO DA PROPOSTA DIDÁTICA

Visando-se contribuir com o ensino de conceitos de eletroquímica, utilizou-se uma sequência de aulas a partir de tecnologias digitais, simulação por computador e experimentação, utilizando-se *kits* experimentais, ferramentas estas que podem facilitar o ensino desses conceitos, permitindo uma associação entre três níveis representacionais: macroscópico, microscópico e simbólico.

As atividades experimentais permitiram aos estudantes a observação de reação química (nível macroscópico); simulação por computador ou animações (nível microscópico); e de equações químicas e matemáticas, e símbolos químicos (representação simbólica) (GREENBOWE, 1994; ARINI; SANTOS; TORRES, 2021).

O Quadro 1 apresenta o detalhamento de todas as atividades realizadas na presente pesquisa, tais como atividade, descrição da atividade, objetivo da atividade, número de alunos participantes da atividade, tipo de atividade (remota ou presencial), forma de execução da atividade (individual ou em grupo) e número de aulas de 50 minutos utilizadas para realização da atividade.

Quadro 1 – Resumo das atividades realizadas na pesquisa

Atividade	Descrição da atividade	Objetivo da atividade	Nº. de alunos participantes da atividade	Tipo de atividade (remota ou presencial)	Forma de execução da atividade (individual ou em grupo)	Nº. de aulas de 50 minutos
1	Esclarecimento sobre as atividades que os estudantes iriam participar, leitura e preenchimento do TCLE (ANEXO A).	Apresentar aos alunos como seria realizada a pesquisa e auxiliá-los no preenchimento dos formulários.	14	Remota	Individual	01
2	Resolução de questões sobre o assunto, típicas de vestibular e encontradas em livros didáticos, e aplicação de um mapa conceitual, utilizando formulários do <i>Google</i> (ANEXOS C, D e E).	Identificar os conhecimentos prévios dos alunos, em eletroquímica.	14 e 11, respectivamente	Remota	Individual	02
3	Aulas no aplicativo zoom, utilizando <i>slides</i> do powerpoint.	Fornecer aos alunos conceitos de eletroquímica e equilíbrio químico, tais como reações de oxirredução, diferença de potencial, pilha de Daniel, equação de Nernst, expressão da constante de equilíbrio de uma reação, etc.	12, 11 e 11, respectivamente	Remota	Individual	03
4	Explorando células galvânicas usando simulação por computador (APÊNDICE A).	Estudar a variação do potencial da célula $Zn_{(s)} Zn^{2+} Cu^{2+} Cu_{(s)}$ com alteração na concentração das soluções de	11	Remota	Individual	01

	Aplicação de um questionário de avaliação pelos alunos (ANEXO F).	eletrólito (CuSO_4 e ZnSO_4), à temperatura ambiente.				
5	Resolução da questão do vestibular do IME, ano 2019, com o auxílio da professora.	Associar equações químicas e matemáticas, e símbolos químicos, através da leitura, interpretação e resolução da questão de vestibular, aplicando o conhecimento científico estudado nas aulas anteriores.	7	Presencial	Em grupo	01
5	Experimentação a partir do <i>kit</i> experimental de eletroquímica (APÊNDICE B). Aplicação de um questionário de avaliação pelos alunos (APÊNDICE C).	Verificar a ocorrência das reações de oxirredução em uma célula galvânica, realizar cálculos para determinar o potencial teórico da célula eletroquímica nas condições experimentais utilizadas, o qual será comparado com o valor medido experimentalmente. Verificar a ocorrência de uma reação de formação do íon complexo $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, seguida da realização de cálculos para determinar a constante de formação dessa espécie e compará-la com o valor da literatura.	7	Presencial	Individual	01
6	Reaplicação dos instrumentos avaliativos (ANEXOS C, D e E).	Avaliar o aprendizado dos alunos, depois de ter aplicado a sequência didática.	11	Remota	Individual	02
Número total de aulas:						11

Fonte: Elaborado pela autora, 2022.

No período de preparação das atividades da pesquisa as aulas presenciais ainda não haviam sido retornadas, e estavam acontecendo de forma totalmente remota no aplicativo zoom. No 3º bimestre os alunos foram retornando às aulas presenciais, gradualmente; inicialmente foram convidados apenas os alunos que apresentaram dificuldades para acompanhar as aulas remotas e apresentavam desempenho abaixo da média. Os demais alunos continuaram no formato remoto no aplicativo zoom, unindo-se a todas as turmas daquele nível de série. Os professores que ministravam aulas na última turma de cada nível de série ministravam aulas nos dois formatos (remoto e presencial). Já durante o 4º bimestre todos os alunos foram convidados para retomarem às aulas presenciais, mantendo os protocolos de biossegurança contra a COVID-19.

Havia o grupo no WhatsApp de agentes jovens do 2º ano do Ensino Médio onde foi enviado, na semana anterior e no dia de início da pesquisa, o convite para participação na pesquisa e o cronograma de todas as atividades que seriam realizadas e solicitado que encaminhasse para o grupo das duas turmas que a professora pesquisadora deste trabalho ministrava aulas. Portanto a participação era voluntária de acordo o TCLE. Os alunos agentes jovens são aqueles responsáveis por repassar comunicados dos professores, coordenadores e comandante para o grupo da sua turma.

De acordo com a sequência de atividades apresentados no Quadro 1, a primeira atividade ocorreu no dia 23 de setembro de 2021, pelo aplicativo zoom, e estiveram presentes 14 estudantes. A professora apresentou aos estudantes, por meio de compartilhamento de tela, o TCLE (ANEXO A), solicitando que preenchessem o Termo de Esclarecimento - Participante, e orientou que apresentassem o Termo de Esclarecimento – Responsável Legal aos pais/responsáveis, e que explicassem a necessidade do termo assinado, sobre a importância da preservação da identidade e participação voluntária deles. O preenchimento do termo foi acompanhado pela professora, como condição inicial para a participação do estudante nas atividades da pesquisa.

A segunda atividade foi realizada nos dias 23 e 27 de setembro de 2021, onde foi realizado o diagnóstico inicial sobre os conhecimentos dos alunos em eletroquímica, e estiveram presentes 11 alunos no dia 27 de setembro de 2021, sendo os mesmos da primeira atividade. Houve um atraso de 20 minutos para o início da aula no dia 27, pois a coordenadora responsável por abrir a sala no zoom (com a

licença do colégio, que permite um tempo mais que 50 minutos para vídeo chamadas), atrasou, o que pode ter sido o motivo da ausência de alguns alunos.

Aplicou-se os questionários em formato de formulário do *Google*, contendo questões sobre o assunto, típicas de vestibular e encontradas em livros didáticos, e um mapa conceitual. No dia 23 de setembro de 2021, após a leitura do TCLE, aplicou-se o ANEXO C – Questão típica de vestibular sobre células eletroquímicas (galvânicas) (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016, p. 327) e no dia 27 de setembro de 2021 o ANEXO D – Mapa conceitual sobre o funcionamento da pilha de Daniell (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016, p. 327) e o ANEXO E - Questões de eletroquímica), de forma individual.

Os *links* dos formulários foram enviados pelo *chat* do aplicativo zoom. Com o intuito de ter uma melhor comunicação com os alunos participantes da pesquisa, após a atividade da aplicação do mapa conceitual foi criado um grupo no WhatsApp e adicionado os alunos que faltaram no dia 27 de setembro de 2021, mas que participaram da primeira atividade (mais uma vez houve a ajuda dos agentes jovens para enviar o contato dos alunos que se ausentaram). Aproveitou-se também para enviar o *link* dos questionários dos ANEXOS C, D e E, e orientar da necessidade de responder os mesmos, para análise da pesquisa antes de iniciar a abordagem dos conteúdos programáticos. Desta forma, foi acompanhado as respostas nos questionários diariamente.

Vale ressaltar que os ANEXOS C, D e E foram extraídos do trabalho de Santos-Júnior *et al.*, 2016, p. 327-329. Duas questões, extraídas de um artigo do *Journal of Chemical Education* (SANGER; GREENBOWE, 1997b, p. 821), foram adicionadas no ANEXO E.

Os estudantes ainda não tinham estudado o conteúdo de eletroquímica quando responderam às questões de vestibular, contudo o intuito dessas atividades, antes da aplicação da proposta didática, foi verificar o que os alunos já traziam de conhecimento, e quais os conceitos certos ou errados eles tinham a respeito dos conteúdos a serem trabalhados posteriormente.

A terceira atividade ocorreu nos dias 30 de setembro de 2021, e 05 e 07 de outubro de 2021, e estiveram presentes 12, 11 e 11 alunos respectivamente, havendo uma frequência dos mesmos alunos.

Foram ministradas aulas utilizando *slides* do powerpoint contendo aspectos teóricos sobre eletroquímica e equilíbrio químico, na sequência a seguir: definição do

termo eletroquímica, histórico da origem da pilha, conceito de número de oxidação e algumas regras práticas para a determinação do número de oxidação (nox), este último estudado no bimestre anterior, por isso fez-se apenas uma retomada, reações de oxirredução do zinco e cobre foram demonstradas através de imagens e equações químicas para então detalhar a pilha de Daniell, a função da ponte salina, eletrodo padrão de hidrogênio e a tabela de potencial padrão de redução, potencial da célula e o equilíbrio químico, equação de Nernst, conceitos de equilíbrio e a constante de equilíbrio, cálculo de K_c a partir de dados gerais sobre equilíbrio, influência das concentrações e o princípio de Le Chatelier.

Vale ressaltar que os alunos estavam estudando o conteúdo de equilíbrio químico nas aulas regulares durante a realização da pesquisa, o que contribuiu para o entendimento e contextualização do mesmo. No entanto, o conteúdo de eletroquímica foi abordado nas aulas regulares durante o 4º bimestre, sendo depois de encerrar a pesquisa.

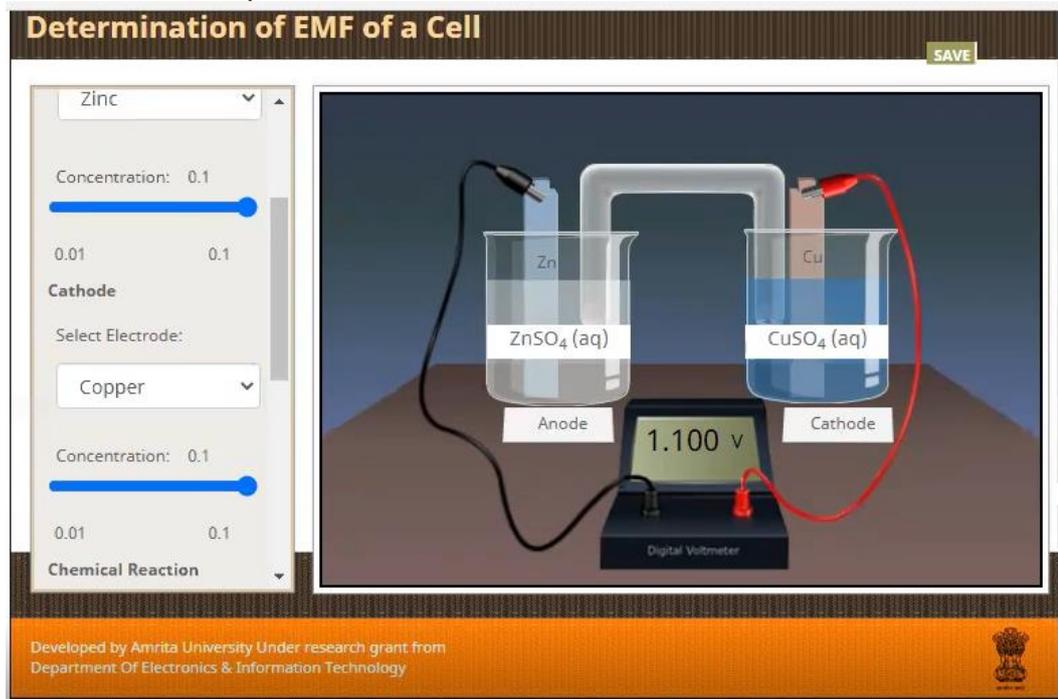
Na quarta atividade ocorreu o uso do simulador (Figura 3), focando na célula galvânica mais disponível nos livros texto de química, conhecida como Pilha de Daniell (Figura 4), a partir do site <http://amrita.olabs.edu.in/?sub=73&brch=8&sim=153&cnt=4>, da Amrita University, sendo utilizado durante a aula do dia 07 de outubro de 2021 e estiveram presentes os 11 alunos que acompanharam as atividades anteriores, onde os estudantes puderam observar a variação do potencial da célula $Zn_{(s)} | Zn^{2+} || Cu^{2+} | Cu_{(s)}$ com alteração na concentração das soluções de eletrólito ($CuSO_4$ e $ZnSO_4$), à temperatura ambiente, juntamente com a explicação a partir do princípio de Le Chatelier. O procedimento está descrito no APÊNDICE A - Explorando células galvânicas usando simulação por computador, e foi enviado o *link* para os estudantes para refazerem as etapas do simulador e, diariamente, era acompanhado e cobrado a realização.

Durante alguns dias o site ficou indisponível, impossibilitando o acesso. Recorreu-se então a um outro site de simulador que atendesse aos mesmos objetivos da proposta, disponível em: https://vlab.amrita.edu/index.php?pg=bindex&bsub=login_page, da Amrita University. Contudo, o site exige *login*, podendo ser pelo *Google*, ou criar uma conta. Alguns alunos conseguiram acesso, porém relataram dificuldade de manuseio para colocar as concentrações propostas. Portanto, os dados obtidos foram abaixo do esperado. Ao final da atividade, foi solicitado que os alunos respondessem um questionário de

avaliação pelos alunos, conforme apresentado no ANEXO F - Questionário de avaliação pelos alunos da simulação por computador. Mediante aos fatos ocorridos, os participantes foram orientados a responderem de acordo com o entendimento da observação do simulador na aula remota e síncrona.

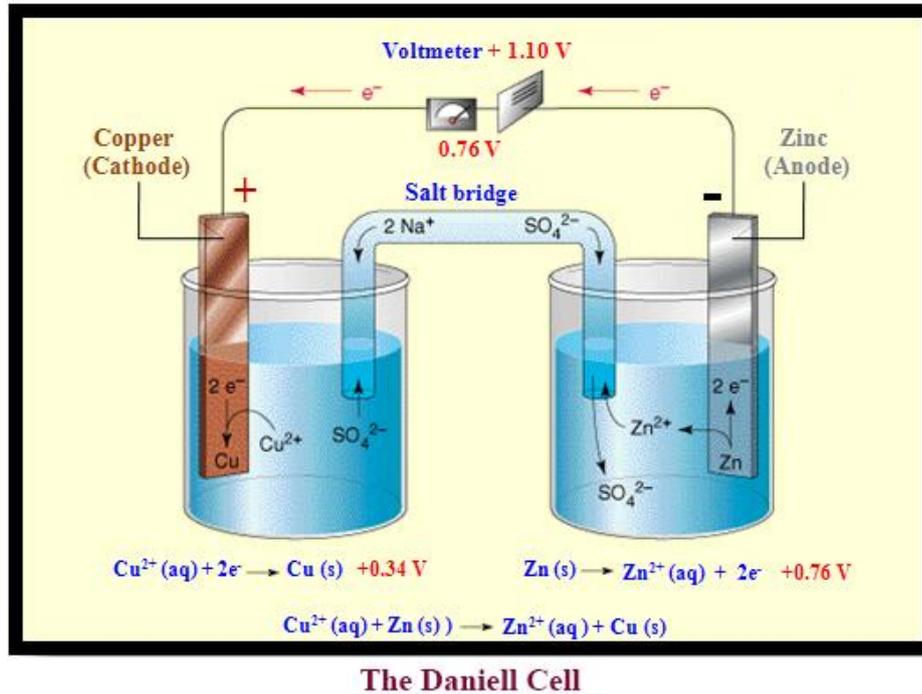
A participação ativa dos estudantes frente aos conteúdos “novos” para eles permitiu discussões em todo o processo de ensino-aprendizagem.

Figura 3 – Simulador representando a Pilha de Daniell



Fonte: DETERMINATION..., 2014. Disponível em: <http://amrita.olabs.edu.in/?sub=73&brch=8&sim=153&cnt=4>. Acesso em: 26 abr. 2022.

Figura 4 – Pilha de Daniell



Fonte: DETERMINATION..., 2014. Disponível em: <http://amrita.olabs.edu.in/?sub=73&brch=8&sim=153&cnt=1>. Acesso em: 26 abr. 2022.

A quinta atividade foi o momento mais esperado pelos estudantes, por ser uma prática no laboratório de ciências do colégio, e ocorreu no dia 21 de outubro de 2021, no turno vespertino e com a presença de sete alunas. As alunas que participaram da prática não foram selecionadas por nenhum critério, pois quando se verificou a disponibilidade de estarem presentes no colégio no período vespertino, alguns alunos não poderiam por motivos particulares e/ou por estarem apresentando sintomas de gripe.

Cinco *kits* experimentais de eletroquímica foram montados com materiais alternativos e de baixo custo, pelas alunas do Curso de Licenciatura em Química da UFTM, local onde buscou-se a caixa contendo os *kits* experimentais de eletroquímica (ver Figura 5), que estavam muito bem-organizados para utilização. No dia anterior à realização da atividade prática, organizou-se o laboratório deixando todos os materiais nas bancadas juntamente com o avental de não-tecido, óculos de proteção, máscara e um par de luvas para cada estudante, que vieram juntamente com os *kits* de eletroquímica (ver Figura 6). Dois *kits* experimentais de eletroquímica foram adicionados com materiais providenciados pela professora.

Figura 5 – Cinco kits experimentais de eletroquímica (fotografia de cima) e equipamentos de proteção individual (fotografia de baixo), para realização da atividade experimental da proposta didática



Fonte: Da autora, 2021

Figura 6 - Bancada organizada com os *kits* experimentais de eletroquímica



Fonte: Da Autora, 2021

No início da aula prática foi entregue para cada estudante, o roteiro da aula prática (contendo os procedimentos de montagem e realização da prática), e a questão do IME-2019 já com a resolução. De forma expositiva e dialogada, utilizando um quadro branco, inicialmente foi desenvolvida a resolução da questão do vestibular do IME-2019, de alta complexidade, portanto exigiu da professora um domínio do conteúdo de eletroquímica, equilíbrio químico e matemático e maneiras diferentes para explicar. Após esta etapa realizou-se a atividade experimental, conforme descrito no APÊNDICE B. Os valores obtidos durante o experimento foram anotados e ao final da atividade os estudantes foram orientados a preencherem dois formulários do *Google*, conforme apresentados no APÊNDICE B – Guia de montagem e utilização do *kit*- experimental de eletroquímica pelos alunos e APÊNDICE C – Questionário de avaliação pelos alunos da atividade experimental realizada com os *kits*.

Brevemente, durante a atividade experimental, os estudantes montaram os *kits* experimentais para verificar a ocorrência da reação de oxirredução em uma célula galvânica, realizaram cálculos para determinar o potencial teórico da célula eletroquímica nas condições experimentais utilizadas, o qual foi comparado com o valor medido experimentalmente. Também verificaram a ocorrência de uma reação de formação do íon complexo $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, seguida da realização de cálculos para determinar a constante de formação dessa espécie, e compararam com o valor da literatura.

A sexta atividade ocorreu no dia 27 de outubro de 2021 pelo aplicativo zoom e consistiu na reaplicação dos instrumentos avaliativos (ANEXOS C, D e E), para avaliar a eficiência da proposta didática no processo de ensino-aprendizagem dos alunos. Os formulários foram enviados pelo *chat* da aula e no grupo de WhatsApp, e acompanhado as respostas.

O tratamento dos dados coletados na pesquisa foi organizado pelo próprio modelo do *Google forms* que apresenta o percentual das respostas em gráficos e individual. Também foi organizado pela pesquisadora em uma planilha do Excel.

Vale mencionar que o produto educacional desenvolvido nessa dissertação foi aceito para publicação na seção Experimentação no Ensino de Química da revista Química Nova na Escola (QNEsc) no dia 03 de fevereiro de 2022, e encontra-se disponível no APÊNDICE D.

As demais produções geradas por ocasião da presente pesquisa encontram-se no APÊNDICE E.

4.2.1 Desenvolvimento do *kit* experimental

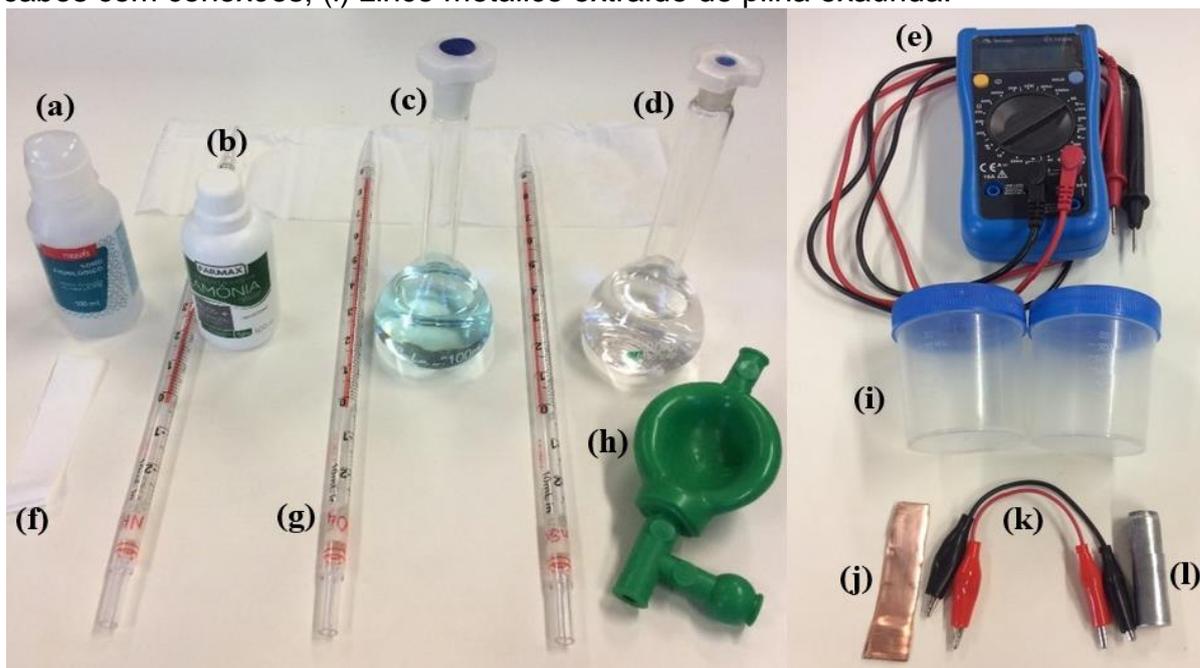
O desenvolvimento dos *kits* experimentais descrito nessa seção não teve a participação dos estudantes do ensino médio, ou seja, a atividade experimental foi realizada de forma que todas as soluções e os materiais necessários já estavam disponíveis para uso dos *kits* pelos estudantes do ensino médio participantes da pesquisa, aos quais coube a sua montagem e utilização, conforme APÊNDICE B. No entanto, é possível que os estudantes também participem de todas essas etapas, ou de algumas delas, dependendo da metodologia de aplicação da proposta didática adotada pelo professor da educação básica.

4.2.1.1 Materiais e equipamentos necessários para montagem do kit experimental

Com o objetivo de proporcionar um maior envolvimento dos estudantes na montagem do *kit* experimental e pensando no reaproveitamento de materiais do seu cotidiano, propõe-se a montagem do *kit* experimental a partir dos materiais e reagentes alternativos apresentados no Quadro 2.

A Figura 7 mostra a fotografia da configuração final do aparato utilizado nesse trabalho para a montagem do *kit* experimental, a partir dos itens listados no Quadro 2.

Figura 7 - Itens utilizados para a montagem do *kit* experimental de eletroquímica: (a) soro fisiológico encontrado em farmácia; (b) amônia 5,8% encontrada em farmácia; (c) solução de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $0,020 \text{ mol L}^{-1}$, preparada a partir do sal alternativo; (d) solução de $\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $0,025 \text{ mol L}^{-1}$, preparada a partir do sal alternativo; (e) multímetro digital; (f) tira de papel de coador de café; (g) pipetas de 10 mL; (h) pró-pipeta; (i) frascos coletor universal de 80 mL; (j) retalho de cobre de fiação elétrica; (k) cabos com conexões; (l) zinco metálico extraído de pilha exaurida.



Fonte: Silveira *et al.*, no prelo.

Quadro 2 - Lista de materiais e equipamentos necessários para montagem do *kit* experimental

Materiais de laboratório	Materiais alternativos (de fácil acesso e baixo custo)	Informações adicionais
Agar-agar na presença de cloreto de potássio	Soro fisiológico encontrado em farmácia, ou soro caseiro	A ponte salina alternativa foi preparada a partir de uma tira de coador de café, embebida com soro fisiológico (cloreto de sódio a 0,9% m/v)
1 tubo de vidro em forma de U	1 tira de papel de coador de café	
1 placa de cobre	Retalho de cobre de fiação elétrica	Antes do uso, polir os metais com palha de aço, lavar com água destilada e secar com papel higiênico
1 placa de zinco	Zinco metálico extraído de pilha exaurida	
Solução aquosa de amônia P.A., 2,80 mol L ⁻¹	1 frasco de amônia, NH ₃ , 5,8% (= 3,41 mol L ⁻¹)	Encontrado em supermercados
Sulfato de zinco monohidratado, ZnSO ₄ .H ₂ O P.A. Massa molar: 179,45 g mol ⁻¹	Sulfato de zinco monohidratado, ZnSO ₄ .H ₂ O. Massa molar: 179,45 g mol ⁻¹	Encontrado em loja especializada em nutrição animal
Sulfato de cobre pentahidratado, CuSO ₄ .5H ₂ O P.A. Massa molar: 249,68 g mol ⁻¹	Sulfato de cobre pentahidratado, CuSO ₄ .5H ₂ O. Massa molar: 249,68 g mol ⁻¹	
2 bastões de vidro	2 palitos longos de madeira	Encontrado em supermercados
1 funil de vidro	1 funil de plástico	
1 espátula	1 colher pequena, de café	
1 rolo de papel higiênico	--	
4 béqueres de 100 mL	4 frascos coletor universal de 80 mL	Encontrado em farmácias
3 pipetas de 10 mL e 1 pró-pipeta	3 seringas de 10 mL	
1 pisseta com água destilada	1 frasco com água bidestilada	
2 balões volumétricos de 100 mL	2 garrafas PET	As garrafas PET podem ser adaptadas e calibradas pelo método de pesagem de água destilada, dispensada a partir de uma bureta. O menisco é marcado na garrafa PET, no gargalo, para identificar o seu volume (PACHECO; FANTIN, 2015)
1 pipeta de Pasteur	1 conta-gotas	Pode ser reaproveitado de remédio
1 balança semi-analítica	1 balança digital de cozinha	Encontrados na internet ou em lojas de materiais eletrônicos, a um preço acessível (R\$25,00 cada um)
1 multímetro digital e 2 cabos com conexões	--	

Fonte: Silveira *et al.*, no prelo.

4.2.1.2 Preparo das soluções do kit experimental

A solução de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $0,020 \text{ mol L}^{-1}$ foi preparada pesando-se $0,499 \text{ g}$ desse sal em um béquer de 100 mL . O sal foi então dissolvido com um pouco de água destilada no próprio béquer, com auxílio de um bastão de vidro. Após isso, transferiu-se essa solução para um balão volumétrico de 100 mL , com auxílio de um funil de vidro, e completou-se o volume do balão volumétrico com água destilada.

A solução de $\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $0,025 \text{ mol L}^{-1}$ foi preparada pesando-se $0,449 \text{ g}$ desse sal em um béquer de 100 mL , e então foi realizado o mesmo procedimento descrito para o preparo da solução de sulfato de cobre. O cálculo das massas para o preparo das soluções de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ e de $\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ levou em consideração a pureza dos sais alternativos (ver Quadro 2).

4.2.1.3 Montagem do kit experimental para elucidar a questão do IME

Visando tornar a montagem experimental menos impactante ao meio ambiente e buscando também evitar acidentes, algumas alterações foram realizadas no *kit* experimental.

Substituiu-se uma das semi-células (reservatório do ânodo) por zinco metálico mergulhado em uma solução de sulfato de zinco $0,025 \text{ mol L}^{-1}$, ao invés de uma barra de ferro mergulhada numa solução de sulfato ferroso $0,25 \text{ mol L}^{-1}$.

A dissolução do sulfato ferroso requer a utilização de ácido concentrado, enquanto o sulfato de zinco é dissolvido somente na presença de água. A vantagem dessa substituição é a eliminação de uso de ácido concentrado.

O zinco metálico pode ser obtido a partir de pilhas exauridas, as quais os estudantes podem trazer de casa para obter o eletrodo de zinco. Se houver tempo, o professor pode realizar essa etapa durante a aula.

Nessa atividade experimental, foram utilizados $10,00 \text{ mL}$ de cada solução (medidos utilizando pipeta de 10 mL), ao invés de $50,00 \text{ mL}$, bem como soluções dos sais 10 vezes mais diluídas. Essas alterações do sistema têm o objetivo de reduzir a quantidade de rejeitos gerados, e assim contribuir com uma conscientização do estudante com relação à preocupação com o meio ambiente nas suas atitudes, seja dentro ou fora da escola. Importante mencionar que os valores de potencial da célula

medidos não são afetados, pois a razão das concentrações dos íons em solução manteve-se a mesma, após a diluição.

Para validar o experimento, as medidas de potencial da célula eletroquímica – antes e após a adição de solução de amônia comercial – foram realizadas para cinco diferentes *kits* experimentais. A partir do tratamento dos dados, foi possível obter os valores de desvio (s) e de erro relativo (E_r). Destaca-se que essa etapa de validação do *kit* experimental de eletroquímica foi realizada pela equipe de pesquisadores envolvida no presente trabalho, desenvolvedora dos *kits* de eletroquímica, e não teve a participação dos estudantes do ensino médio.

O procedimento de utilização do *kit* experimental foi idêntico àquele do APÊNDICE B, exceto que, para a realização das medidas de potencial, a escala do multímetro (Minipa/ET-1100A) foi ajustada em 2000 mV, e não de 20 V, para maior precisão das medidas. A temperatura do ambiente e das soluções durante a realização do experimento foi mantida em torno de 25 °C.

Vale ressaltar que essa atividade experimental pode ser utilizada pelo professor no ensino de eletroquímica, de acordo com a metodologia pedagógica de sua preferência, e considerando no seu planejamento o número de aulas disponíveis com a turma.

4.2.2 Descarte dos resíduos produzidos no experimento e recomendação de segurança

A maior parte dos materiais utilizados no *kit* experimental é oriunda de descarte. Caso se opte por realizar a obtenção do zinco metálico de pilhas descarregadas, os resíduos da pilha devem ser descartados num posto de coleta de pilhas descarregadas.

Recomenda-se o uso de luvas durante todo o tempo para evitar o contato desnecessário com as soluções de sulfato de cobre, de sulfato de zinco e de amônia comercial, bem como para se proteger de cortes caso seja realizada a abertura da pilha para utilização do zinco.

A solução de sulfato de cobre pode causar irritação respiratória e é prejudicial à saúde, se ingerida (TAN *et al.*, 2020). A solução de sulfato de zinco $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ causa irritação leve na pele, devendo-se evitar esse tipo de contato (CULLEN; PENTECOST, 2011).

Recomenda-se o uso de máscara devido aos odores tóxicos desprendidos pela solução de amônia comercial. Recomenda-se o uso de jaleco e de óculos de proteção durante os experimentos.

Se for possível, recomenda-se que as soluções, após uso, sejam coletadas em frascos etiquetados e enviadas para o setor de tratamento de resíduos químicos da instituição.

Alternativamente, no caso de escolas que não possuem qualquer tipo de laboratório de ciências ou local adequado para descarte ou armazenamento dos resíduos químicos gerados, sugere-se que as soluções contendo íons cobre e zinco sejam tratadas. O tratamento proposto é simples, e tem como foco a gestão e o tratamento de resíduos químicos para o ensino médio (SILVA; SOARES; AFONSO, 2010).

O procedimento resulta na segregação dos resíduos, na forma de hidróxido de zinco e de cobre metálico, possibilitando inclusive que sejam reaproveitados em novos experimentos. Isso implica em redução de gastos e do impacto ambiental relacionados às aulas experimentais de química (SILVA; SOARES; AFONSO, 2010).

Vale ressaltar que, tendo em vista que os íons cobre estão complexados com a amônia, recomenda-se a adição de algumas gotas de solução de ácido nítrico 6 mol L^{-1} (ou de ácido clorídrico 6 mol L^{-1}), a fim de desestabilizar o complexo, antes de aplicar o tratamento do resíduo apresentado na literatura (SILVA; SOARES; AFONSO, 2010).

5 RESULTADOS E DISCUSSÃO

Para facilitar o entendimento das informações obtidas e relacionar com a evolução e o domínio de conceitos de eletroquímica pelos estudantes, a apresentação dos resultados seguiu a sequência das atividades descritas no Quadro 1.

Na primeira atividade, que consistiu no preenchimento do Termo de Consentimento Livre e Esclarecido (TCLE), os alunos concordaram em participar da pesquisa e autorizaram a divulgação dos resultados, na condição de manter em sigilo a identidade de cada participante. Os alunos foram identificados com códigos de A a K, ordenados em ordem alfabética dos nomes.

5.1 EXPLORANDO CÉLULAS GALVÂNICAS USANDO SIMULAÇÃO POR COMPUTADOR

Na atividade onde ocorreu o uso do simulador, descrita no APÊNDICE A, devido à indisponibilidade do *site* durante alguns dias, apenas 5 dos 11 alunos participantes dessa atividade realizada com a professora remotamente e de forma síncrona, entregaram as respostas referentes a essa atividade. A Figura 8 apresenta a configuração inicial da célula galvânica do simulador, nas seguintes condições: eletrodo de zinco (ânodo), eletrodo de cobre (cátodo), concentração das soluções de ZnSO_4 e CuSO_4 iguais a $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ e temperatura de $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Os Quadros 3, 4, 5, 6 e 7 referem-se às respostas dos 5 alunos ao APÊNDICE A, ao utilizarem o simulador. As partes destacadas de verde indicam as respostas consideradas corretas.

Figura 8 – Configuração inicial da célula galvânica do simulador utilizado na atividade, mostrando as semi-reações e a reação redox global, no lado esquerdo da figura.

Determination of EMF of a Cell

Fonte: DETERMINATION..., 2014. Disponível em: <http://amrita.olabs.edu.in/?sub=73&brch=8&sim=153&cnt=4>. Acesso em: 26 abr. 2022.

Quadro 3 - Resposta dos 5 alunos obtidas referente à semi-reação anódica observada na célula galvânica do simulador.

✓ Anote a semi-reação anódica:

Resposta esperada: $\text{Zn(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

Aluno	Resposta obtida
A	$\text{Zn(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
C	$\text{Zn(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
D	$\text{Zn(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
E	$\text{Zn(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
K	$\text{Zn(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

Quadro 4 - Resposta dos 5 alunos obtidas referente à semi-reação catódica observada na célula galvânica do simulador.

✓ Anote a semi-reação catódica:

Resposta esperada: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$

Aluno	Resposta obtida
A	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$
C	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$
D	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$
E	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$
K	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

Quadro 5 - Resposta dos 5 alunos obtidas referente à reação redox global que ocorre na célula galvânica observada do simulador.

✓ Anote a reação redox global que ocorre na célula eletroquímica:

Resposta esperada: $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$

Aluno	Resposta obtida
A	$\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$
C	$\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$
D	$\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$
E	$\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$
K	$\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

Quadro 6 - Resposta dos 5 alunos obtidas referente ao valor de potencial da célula galvânica (V) do simulador, quando há diminuição somente na concentração da solução de ZnSO₄ (mol/L) e, em seguida, somente da concentração da solução de CuSO₄ (mol/L).

✓ Clique no botão 'Reiniciar' e refaça a experiência para completar o quadro abaixo.

Concentração da solução de ZnSO ₄ (mol/L)	Concentração da solução de CuSO ₄ (mol/L)	Valor esperado de potencial da célula (V)	Aluno A	Aluno C	Aluno D	Aluno E	Aluno K
0,1	0,1	+1,100	1,100	1,100 V	1.100	1.100	1.100 V
0,08	0,1	+1,103	1,103	1,103 V	1.103	1.103	1.107 V
0,06	0,1	+1,107	1,107	1,107 V	1.107	1.107	1.115 V
0,04	0,1	+1,112	1,112	1,112 V	1.112	1.112	1.127 V
0,02	0,1	+1,121	1,121	1,121 V	1.121	1.121	1.148 V
0,01	0,1	+1,130	1,130	1,130 V	1.130	1.130	1.168 V
0,1	0,1	+1,100	1,100	1,100 V	1.100	1.100	1.100 V
0,1	0,08	+1,097	1,097	1,097 V	1.097	1.097	1.097 V
0,1	0,06	+1,093	1,093	1,093 V	1.093	1.093	1.115 V
0,1	0,04	+1,088	1,088	1,088	1.088	1.088	1.127 V
0,1	0,02	+1,079	1,079	1,079	1.079	1.079	1.148 V
0,1	0,01	+1,070	1,070	1,070	1.070	1.070	1.168 V

Fonte: DETERMINATION..., 2014. Disponível em: <http://amrita.olabs.edu.in/?sub=73&brch=8&sim=153&cnt=2>. Adaptado pela Autora, 2014.

Utilizando a equação de Nernst para calcular o potencial da célula na concentração de sulfato de zinco igual a 0,06 mol L⁻¹ e concentração de sulfato de cobre igual a 0,1 mol L⁻¹, tem-se:

$$E_{célula} = E_{célula}^o - \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} \right)$$

$$E_{célula} = 1,10 - \frac{0,059}{2} \log \left(\frac{0,06}{0,1} \right)$$

$$E_{célula} = 1,10 - 0,0295 \log(0,6)$$

$$E_{célula} = 1,10 - (-0,006544)$$

$$E_{célula} = 1,107$$

Realizando-se o mesmo cálculo para a concentração de sulfato de zinco igual a 0,1 mol L⁻¹ e concentração de sulfato de cobre igual a 0,06 mol L⁻¹, tem-se:

$$E_{célula} = E_{célula}^o - \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} \right)$$

$$E_{célula} = 1,10 - \frac{0,059}{2} \log \left(\frac{0,1}{0,06} \right)$$

$$E_{célula} = 1,10 - 0,0295 \log(1,667)$$

$$E_{célula} = 1,10 - 0,006570$$

$$E_{célula} = 1,093$$

Comparando-se os valores calculados de potencial da célula, com os valores obtidos na simulação, observa-se que esses são coerentes (ver Quadro 6).

Quadro 7 - Resposta dos 5 alunos obtidas referente ao valor de potencial da célula galvânica (V) do simulador, quando há diminuição somente na concentração da solução de ZnSO_4 (mol/L) e, em seguida, somente da concentração da solução de CuSO_4 (mol/L).

- ✓ Faça conclusões a partir do quadro completo.
 - ✓ Resposta esperada: Esse resultado pode ser interpretado de acordo com o Princípio de Le Chatelier. O potencial da célula (tendência da reação ocorrer) aumenta com a diminuição da concentração do eletrólito no ânodo (Zn^{2+}), ou seja, com a diminuição da concentração do produto. O potencial da célula (tendência da reação ocorrer) diminui com a diminuição da concentração do eletrólito no cátodo (Cu^{2+}), ou seja, com a diminuição da concentração do reagente.

Aluno	Resposta obtida
A	Quando diminui a concentração dos íons de zinco o potencial aumenta e vice-versa. Pode-se entender pela lei Le Chatelier.
C	Quando os íons do zinco diminui faz aumentar o potencial da célula, porque Zn^{2+} está no produto, mas quando os íons do cobre diminui o potencial também diminui, porque os íons cobre está no reagente.
D	Quando se reduz o ânodo da reação, o potencial elétrico da célula aumenta, mas quando se reduz o cátodo da reação o potencial elétrico diminui.
E	Quando diminui a concentração de ânodo, o potencial elétrico aumenta. E quando diminui a concentração de cátodo o potencial elétrico também diminui.
K	A ordem na qual as concentrações se encontram não altera o resultado final do Potencial Elétrico da Célula Galvânica

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

Todos os cinco alunos responderam corretamente quais são as semi-reações anódica e catódica, e a reação redox global que ocorrem na célula eletroquímica. Ao final da barra, no simulador, depois que selecionam-se o eletrodo do ânodo (Zn) e o eletrodo do cátodo (Cu), aparece as semi-reações de ambos, e a reação redox global. Possivelmente, isto auxiliou os alunos a responderem corretamente o formulário do APÊNDICE A.

Quanto ao potencial da célula, percebeu-se que o aluno K não respondeu corretamente a alguns desses valores. Este fato sugere uma dificuldade e um erro ao usar o simulador, ao selecionar a concentração de ambos os eletrodos, já que na concentração de 0,1 mol/L de $ZnSO_4$ e 0,1 mol/L de $CuSO_4$ foi obtido o valor correto de potencial, significando que estavam selecionados os eletrodos corretos. Conseqüentemente, o aluno interpretou de forma equivocada a conclusão da proposta. Porém, os demais alunos responderam corretamente todas as etapas de observação do simulador, resultando em conclusões satisfatórias.

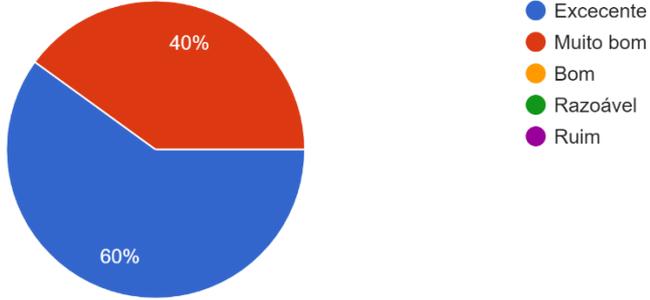
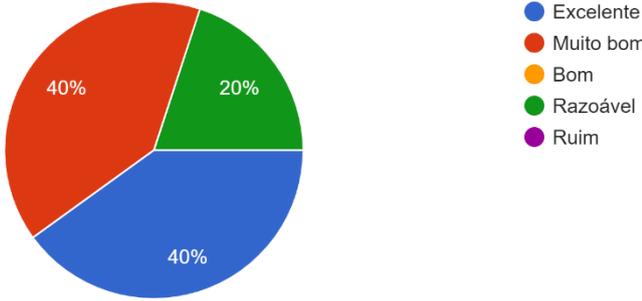
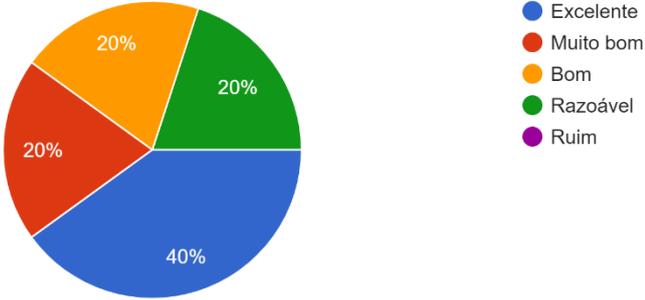
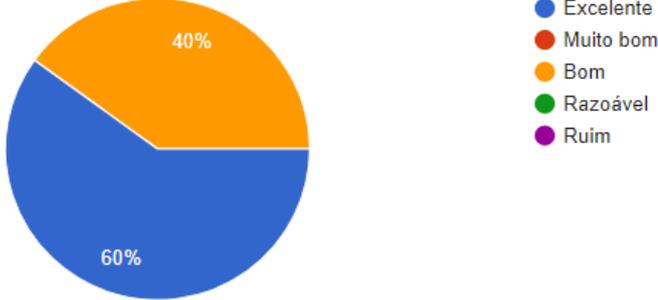
Com o uso de simulador, há a possibilidade de elaborar atividades com o objetivo do desenvolvimento, nos estudantes, de habilidades de investigação, localização e interpretação de informações a partir de dados, entre outros (NEVES; SANTOS, 2021).

Tüysüz (2010) argumenta que estratégias de ensino baseadas neste tipo de recurso pedagógico possibilitam o desenvolvimento de um ambiente favorável e estimulante para o estudante. A motivação e o engajamento na própria aprendizagem foram dois aspectos apontados por Silveira, Nunes e Soares (2013) e Silva Junior *et al.* (2014) como produtos da utilização da simulação nas aulas de Química.

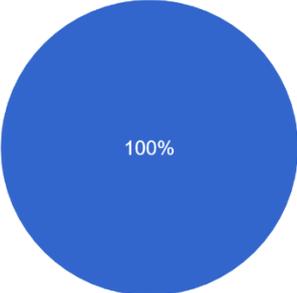
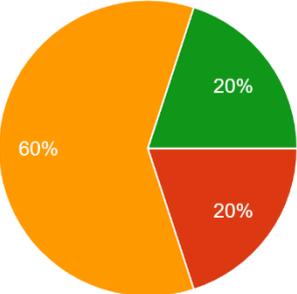
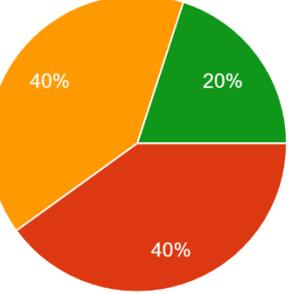
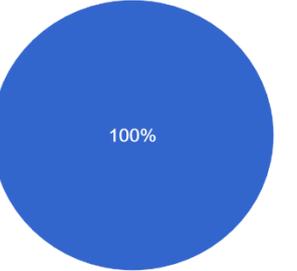
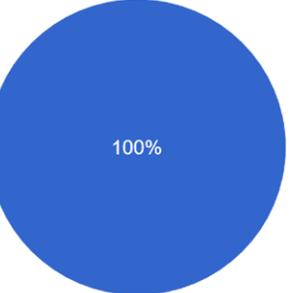
O ANEXO F refere-se à avaliação pelos alunos da simulação por computador, e este foi aplicado somente aos 5 alunos que utilizaram o simulador, sem o auxílio da professora, ou seja, seguindo apenas as orientações contidas no formulário de uso do simulador contida no APÊNDICE A. O Quadro 8 apresenta as respostas dadas pelos alunos às perguntas do ANEXO F.

Quadro 8 - Respostas dadas pelos alunos às perguntas 1 a 23 contidas no ANEXO F.

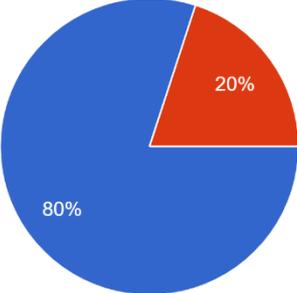
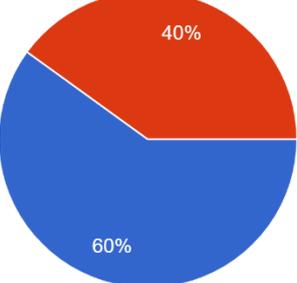
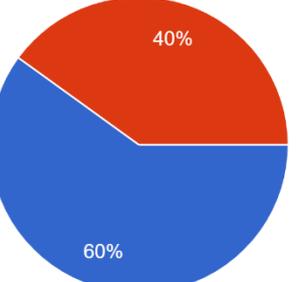
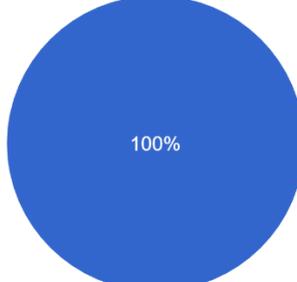
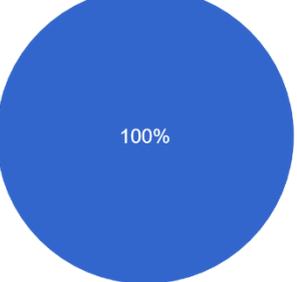
Continua

Pergunta	Porcentual de respostas
1. No geral, como você avalia a simulação virtual realizada?	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim
2. Como você avalia o seu desempenho com relação às interações com o simulador?	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim
3. Como você avalia até que ponto o ambiente de um laboratório real foi simulado?	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim
4. Como você avalia a obtenção e a análise dos dados (em relação à sua facilidade)?	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim
5. Como você avalia a utilidade do roteiro disponibilizado pela professora.	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim

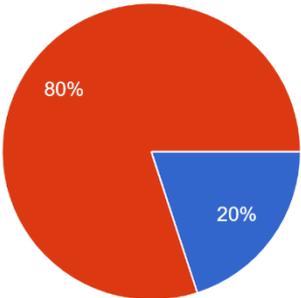
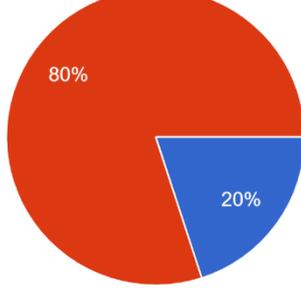
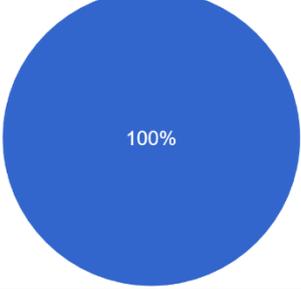
Continua

<p>6. Como você avalia o material fornecido antes da simulação (foi consistente com os objetivos da simulação realizada)?</p>	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim
<p>7. Como você avalia os resultados da simulação realizada (foram facilmente interpretados)?</p>	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim
<p>8. Como você avalia a sua compreensão da simulação realizada e dos tópicos relacionados (à simulação)?</p>	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim
<p>9. Você se sentiu confiante ao realizar a simulação?</p>	 <ul style="list-style-type: none"> ● Sim ● Não
<p>10. A simulação foi motivadora?</p>	 <ul style="list-style-type: none"> ● Sim. ● Não

Continua

<p>11. Você seguiu o material disponibilizado pela professora, para realizar a simulação?</p>	 <p>80% 20%</p> <p>● Sim ● Não</p>
<p>12. Você teve a sensação de um laboratório real enquanto realizava a simulação?</p>	 <p>60% 40%</p> <p>● Sim. ● Não</p>
<p>13. Você executou a simulação sem problemas, ou seja, sem interrupções?</p>	 <p>60% 40%</p> <p>● Sim. ● Não</p>
<p>14. Você obteve os dados e fez as análises com sucesso?</p>	 <p>100%</p> <p>● Sim ● Não</p>
<p>15. Você seguiu o procedimento passo a passo antes de fazer a simulação?</p>	 <p>100%</p> <p>● Sim ● Não</p>

Continua

<p>16. Você comparou os seus resultados com os resultados típicos fornecidos (de livros, por exemplo)?</p>	 <p>● Sim ● Não</p>
<p>17. Você acha que realizar o experimento em um laboratório virtual (simulação por computador) foi mais desafiador/interessante do que o experimento em um laboratório real?</p>	 <p>● Sim ● Não</p>
<p>18. Você acha que fazer experimento de química por meio de simulação (laboratório virtual) torna as aulas mais inovadoras e criativas?</p>	 <p>● Sim ● Não</p>
<p>19. Você acha que a simulação realizada é útil para compreensão do assunto (células galvânicas)?</p>	<p>Aluno A: Sim. Aluno C: Sim, porque é diferente das aulas só no quadro e ajuda a entender o conteúdo. Aluno D: Sim, pois é um assunto difícil e o simulador ajuda a entender. Aluno E: Sim, pois é atrativo e fácil de usar Aluno K: Sim, pois é uma atividade tecnicamente prática que nos ajuda a fixar o conteúdo e esclarecer possíveis dúvidas.</p>
<p>20. Você teve algum problema/dificuldade para realizar a simulação?</p>	<p>Aluno A: Na primeira vez que acessei o site estava fora do ar, daí entrei dois dias depois e deu certo. Aluno C: Não. Aluno D: Não Aluno E: Não Aluno K: Um pouco, a simulação em si foi bem, apenas fiquei com dúvida quanto a um pequeno detalhe do conteúdo</p>
<p>21. Há algo que você gostaria de nos dizer?</p>	<p>Nenhuma resposta.</p>
<p>22. Especifique três problemas/dificuldades que</p>	<p>Aluno A: Não tive dificuldades em usar o simulador.</p>

você enfrentou ao realizar a simulação?	<p>Aluno C: O site estava fora do ar. Mas depois funcionou.</p> <p>Aluno D: Só demorei relacionar com o princípio de Le Chatelier.</p> <p>Aluno E: Foi um pouco difícil usar pelo celular.</p> <p>Aluno K: O único problema que tive foi em pensar nas semi-reações a partir do gráfico dado.</p>
23. Descreva três coisas interessantes sobre a simulação.	<p>Aluno A: 1. Achei fácil de usar; 2. Aparece as semi-reações; 3. Dá pra mudar as concentrações e ver o que acontece com o potencial.</p> <p>Aluno C: Simula como seria no laboratório; Dá pra usar outras vezes; É algo que os professores poderiam usar mais.</p> <p>Aluno D: 1. Mostra na prática as diferenças entre uma concentração e outra; 2. Ajuda a fixar o conteúdo de uma maneira diferente; 3. Serve como base sobre como funcionaria em um laboratório.</p> <p>Aluno E: É prático e é um ótimo recurso para o professor usar enquanto explica na sala de aula.</p> <p>Aluno K: 1. Mostra as diferenças entre uma concentração e outra e o potencial da pilha; 2. Ajuda a entender o conteúdo; 3. A aula fica mais interessante.</p>

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

No geral a avaliação dos alunos às perguntas de 1 a 8 foram excelentes, muito bom, bom e razoável, não havendo nenhuma avaliação ruim.

Apesar de ter sido um instrumento diferente e até novo para alguns alunos, eles conseguiram seguir os procedimentos descritos no roteiro e preencher todo o formulário.

A pergunta 3 “Como você avalia até que ponto o ambiente de um laboratório real foi simulado?”, dos 5 alunos 2 avaliaram como excelente, e os demais avaliaram como muito bom, bom e razoável, o que está de acordo com a proposta indicada por Neves e Santos (2021), onde num laboratório virtual é possível realizar experimentos que são simulações dos procedimentos, métodos e resultados de experimentos reais, constituindo-se na criação de um ambiente que oferece ao estudante a sensação de estar em um laboratório real.

As perguntas 7 e 8, que se referem à interpretação e compreensão dos resultados da simulação realizada, indicam que alguns alunos tiveram ainda uma dificuldade, como pode-se observar também em uma das respostas “*Só demorei relacionar com o princípio de Le Chatelier.*”.

Esta relação entre concentração dos reagentes e o potencial da célula propicia a abordagem do equilíbrio eletroquímico a partir da extensão do Princípio de Le Chatelier, mostrando que o mesmo também pode ser aplicado aos equilíbrios eletroquímicos. Esta abordagem qualitativa, de acordo com o Princípio de Le Chatelier, permite contornar a tarefa de usar a equação de Nernst para descobrir como o potencial da célula varia para diferentes concentrações (ou pressões) de reagentes e produtos (RUNO; PETERS, 1993).

A partir dos valores obtidos com o uso do simulador, é possível verificar que o potencial da célula é 1,10 V quando todas as espécies estão presentes em concentrações de 0,1 mol L⁻¹; **maior que 1,10 V se a [Zn²⁺] diminuir; e menor que 1,10 V se a [Cu²⁺] diminuir**. Isso pode ser visualizado com o auxílio da Figura 2, já apresentada na Introdução.

As respostas dos alunos à pergunta 23 mostram que o uso de tecnologias digitais no ensino de química torna-se importante, pois perante as dificuldades de compreender esses processos, muitas vezes os estudantes acabam por se desmotivar, se desinteressar e desistir de aprender. Torna-se importante que o professor crie situações de aprendizagem, tanto na sala de aula como fora dela, e que conduzam as aulas de maneira aliciante, motivadora e prazerosa (DIAS; CHAGAS, 2015).

5.2 VALIDAÇÃO DO *KIT* EXPERIMENTAL DE ELETROQUÍMICA

Antes da aplicação da parte experimental da proposta didática, procedeu-se à sua validação. As medidas de potencial da célula eletroquímica – antes e após a adição de solução de amônia comercial – foram realizadas para cinco diferentes *kits* experimentais. A partir do tratamento dos dados, foi possível obter os valores de desvio (s) e de erro relativo (E_r).

É importante ressaltar que essa etapa de validação do *kit* experimental de eletroquímica foi realizada pela equipe de pesquisadores envolvida no presente trabalho, desenvolvedora dos *kits* de eletroquímica, e não teve a participação dos estudantes do ensino médio. Também destaca-se que o *kit* experimental produzido e validado, refere-se ao produto educacional da presente dissertação e o seu desenvolvimento e validação foi aceito para publicação na seção Experimentação no

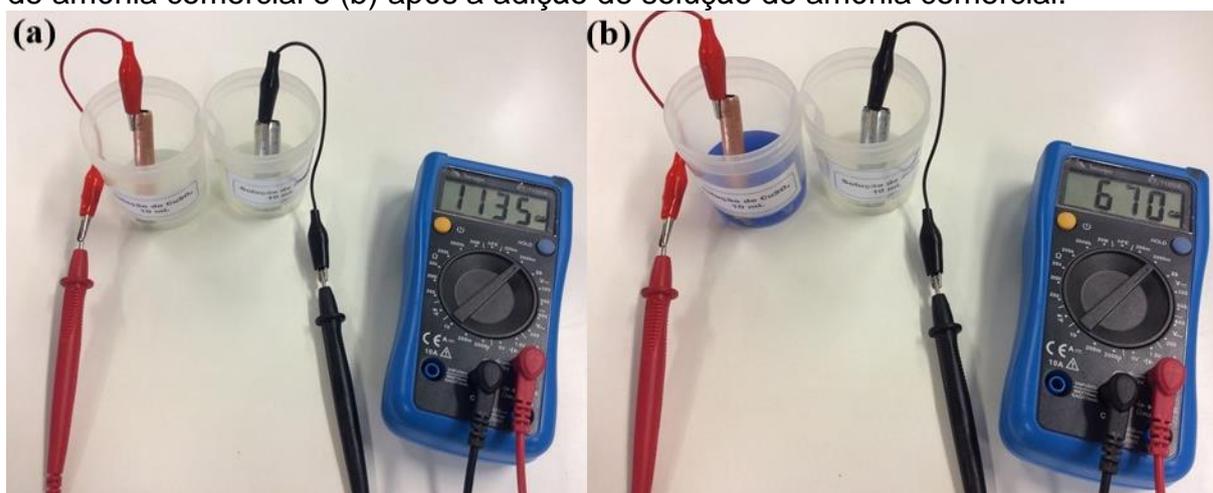
Ensino de Química da revista Química Nova na Escola (QNEsc) no dia 03 de fevereiro de 2022, e encontra-se disponível no APÊNDICE D.

Segundo os assessores que avaliaram o manuscrito, este aborda um conteúdo muito interessante e fundamental para o ensino de química e será uma boa contribuição no ensino de eletroquímica, especialmente para professores da educação básica. O tema tratado no manuscrito é realmente considerado “difícil” por alunos do ensino médio e até mesmo por professores que lecionam tal assunto. Toda contribuição nessa área, quando bem fundamentada, é de muita importância no desenvolvimento das relações de ensino e aprendizagem.

Após a montagem da célula eletroquímica, conforme descrito anteriormente e apresentado na Figura 9(a), o valor medido de potencial da célula foi de 1135 mV.

Com a adição de solução de amônia no compartimento do eletrodo de cobre, observou-se a coloração azul intensa da solução nesse reservatório, devido à ocorrência da reação $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 4\text{NH}_{3(aq)} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_{(aq)}^{2+}$, confirmando a formação do íon tetra(amin)cobre (II). O potencial da célula medido foi de 670 mV, Fig. 9(b), ou seja, diminuiu.

Figura 9 - *Kit* experimental de eletroquímica para a determinação da constante de equilíbrio, K_f , de uma reação química de complexação. (a) Antes da adição de solução de amônia comercial e (b) após a adição de solução de amônia comercial.



Fonte: Silveira *et al.*, no prelo.

A partir dessa medida de potencial da célula, determinou-se a constante de formação, K_f , do íon complexo $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Na célula eletroquímica, o cobre reduz ao passo que o zinco oxida. Para o equilíbrio de oxirredução $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{Zn}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}_{(aq)}^{2+}$ a Equação de Nernst pode ser escrita da seguinte forma (Tan *et al.*, 2020):

$$E_{c\acute{e}tula} = E_{c\acute{e}tula}^o - \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} \right)$$

$$E_{c\acute{e}tula} = (E_{c\acute{a}todo}^{o,red} - E_{\grave{a}nodo}^{o,red}) - \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} \right)$$

$$0,670 = (0,340 - (-0,760)) - \frac{0,059}{2} \log \frac{0,025}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$0,670 = 1,100 - \frac{0,059}{2} \log \frac{0,025}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$-0,430 = -0,0295 \log \frac{0,025}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$10^{14,58} = \frac{0,025}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 6,58 \times 10^{-17} \text{ mol L}^{-1}$$

No equilíbrio de complexação: $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 4\text{NH}_{3(aq)} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_{(aq)}^{2+}$

	$[\text{Cu}^{2+}]$	$[\text{NH}_3]$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
Início	0,01 mol L ⁻¹	1,7 mol L ⁻¹	0
Reagiu/Formou	-0,01 mol L ⁻¹	-0,04 mol L ⁻¹	+0,01 mol L ⁻¹
Equilíbrio	$6,58 \times 10^{-17}$ mol L ⁻¹	1,66 mol L ⁻¹	0,01 mol L ⁻¹

Por fim, calculou-se o valor de K_f :

$$K_f = \frac{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4}$$

$$K_f = \frac{(0,01)}{6,58 \times 10^{-17} \cdot (1,66)^4}$$

$$K_f = 2,0 \times 10^{13}$$

Na equação de Nernst, $E_{c\acute{a}todo}^o$ e $E_{\grave{a}nodo}^o$ são os valores de potencial padrão de eletrodo das semi-reações que ocorrem no cátodo e no ânodo; R é a constante do gás ideal, 8,314 J K⁻¹ mol⁻¹; F é a constante de Faraday, 96485 C mol⁻¹; T é a temperatura em Kelvin, 298 K; e n é o número de mols de elétrons transferidos na reação.

O termo do logaritmo natural (ln) se refere às atividades dos reagentes e produtos, elevadas aos respectivos expoentes, os quais correspondem aos coeficientes estequiométricos. Para converter o logaritmo natural para logaritmo na base 10, utiliza-se a relação $\ln x = 2,303 \log x$.

A atividade expressa a concentração efetiva de uma espécie em condições não ideais, que corresponde ao potencial químico efetivo de uma solução (ELGRISHI *et al.*, 2018; TAN *et al.*, 2020). No caso de soluções diluídas, as interações entre os íons presentes solução são desprezíveis, e por isso as atividades podem ser substituídas por concentração, em mol L⁻¹. No presente caso, considerou-se concentração ao invés de atividade. As atividades dos reagentes e produtos no estado sólido são iguais a 1.

O Quadro 9 apresenta todos os dados experimentais obtidos para os cinco *kits* experimentais de eletroquímica. As medidas de potencial da célula, antes e após a adição de amônia, mostraram-se reprodutíveis, pois os valores de desvio foram baixos.

Quadro 9 - Dados experimentais obtidos, valores de [Cu²⁺] e de K_f , para os cinco *kits* experimentais de eletroquímica.

kit experimental de eletroquímica	E / V* Antes da adição de NH₃	E / V* Após adição de NH₃	[Cu²⁺] / mol L⁻¹	K_f
1	1,135	0,670	6,58x10 ⁻¹⁷	2,00x10 ¹³
2	1,129	0,662	3,53x10 ⁻¹⁷	3,73x10 ¹³
3	1,134	0,658	2,62x10 ⁻¹⁷	5,03x10 ¹³
4	1,137	0,665	4,55x10 ⁻¹⁷	2,90x10 ¹³
5	1,130	0,667	5,22x10 ⁻¹⁷	2,52x10 ¹³
Média ± desvio	1,135 ± 0,003	0,664 ± 0,005	4,50 ± 1,53 x10 ⁻¹⁷	3,24 ± 1,18 x10 ¹³
Erro relativo / %				+1,4** -0,7***

Fonte: Silveira *et al.*, no prelo.

*As medidas foram realizadas em mV e convertidas para V.

**Em relação ao valor da literatura, 2,1x10¹³ (DEAN, 1999). O E_r foi calculado a partir dos valores de $\log K$.

***Em relação ao valor obtido na questão do IME, 4,0x10¹³. O E_r foi calculado a partir dos valores de $\log K$.

Os valores de [Cu²⁺] e de K_f , calculados conforme exposto, bem como os valores de média, de desvio e de erro relativo, também são apresentados no Quadro 9. Por meio do tratamento estatístico dos dados experimentais apresentados no Quadro 9, foi possível determinar o valor da constante de formação do íon complexo

como sendo $K_f = 3,24 \pm 1,18 \times 10^{13}$, cuja ordem de grandeza está coerente com o valor da literatura, $2,1 \times 10^{13}$ (DEAN, 1999) e da questão do IME, $4,0 \times 10^{13}$, permitindo validar o experimento e confirmar a sua credibilidade.

De acordo com Sanger e Danner (2010, p. 1214), um valor de constante de equilíbrio diferente de uma ordem de magnitude do valor esperado pode ser considerado satisfatório. Caso seja necessário calcular o erro relativo, é indicado calcular o E_r para o valor de $\log K$ (para valores altos de K , como é o caso de constantes de formação) ou de pK (para valores baixos de K , como constantes de ionização de ácidos ou bases fracos), e não para o valor de K . Por exemplo, um E_r de 77% para o valor de K , fornece um E_r de 5% para $\log K$.

Os valores de desvio e de erro relativo observados ($E_r = +1,4\%$ em relação ao valor esperado) podem ser atribuídos a erros de medidas experimentais e da precisão do equipamento de medida. Face ao exposto, o valor de K_f obtido experimentalmente pode ser considerado concordante com o valor esperado ($2,1 \times 10^{13}$), disponível na literatura (DEAN, 1999).

Apesar dos valores de potencial da célula terem ficado bastante concordantes, devido ao termo logarítmico na equação de Nernst, isso influenciou nos cálculos dos valores de $[Cu^{2+}]$ e, conseqüentemente, de K_f , produzindo os desvios observados.

Importante ressaltar que a diminuição do potencial da célula medido, de 1,135 V para 0,670 V, após a adição de amônia comercial no reservatório da esquerda, pode ser interpretada de acordo com o Princípio de Le Chatelier, conforme exposto na Introdução. O potencial da célula (que expressa a tendência da reação redox ocorrer) diminui com a diminuição da concentração do reagente no cátodo (ou seja, de Cu^{2+}).

Na presença de solução de amônia comercial, os íons Cu^{2+} serão consumidos para formação do íon complexo $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ (equilíbrio de complexação), de modo que a queda acentuada da concentração dos íons Cu^{2+} tem como consequência um abaixamento do potencial da célula eletroquímica (equilíbrio de oxirredução).

5.3 EXPERIMENTAÇÃO A PARTIR DO *KIT* EXPERIMENTAL DE ELETROQUÍMICA

Na atividade da proposta didática que envolveu a experimentação, primeiramente resolveu-se a questão seis do vestibular de 2019 do Instituto Militar de Engenharia (IME), descrita na Figura 16, utilizando a equação de Nernst para cálculo

da concentração de uma espécie e, em seguida, aplicando na tabela de equilíbrio químico para posterior cálculo da constante de formação, K_f , do íon complexo $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, chamado íon tetra(amin)cobre (II), o que permite avaliar a estabilidade desse íon na solução. A resolução da questão do IME encontra-se logo após a Figura 10.

Figura 10 - Questão do vestibular do IME, ano 2019, que inspirou a montagem do *kit* experimental para determinação da constante de equilíbrio, K_f , de uma reação química (de complexação).



6. Sabe-se que o íon cobre (II) tem tendência a reagir quase que totalmente com a amônia, em meio aquoso, formando o íon $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$. A constante de equilíbrio dessa reação, denominada **constante de formação** (K_f), permite avaliar a estabilidade desse íon na solução.

Considere uma célula voltaica, a 25 °C, em que uma semicélula é constituída por uma haste de cobre mergulhada em 50,0 mL de solução aquosa 0,20 mol/L de $CuSO_4$ e a outra por uma haste de ferro mergulhada em 50,0 mL de solução aquosa 0,25 mol/L de $FeSO_4$. Adicionando-se 50,0 mL de solução aquosa 2,80 mol/L de NH_3 ao compartimento que contém $CuSO_4$, obtém-se uma **fem** de 0,387 V na célula. Determine a constante de formação do $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$

Fonte: POLIEDRO Resolve, 2019

Resolução da questão do IME:

Na célula eletroquímica, o cobre reduz ao passo que o zinco oxida. Para o equilíbrio de oxirredução $Cu_{(aq)}^{2+} + Fe_{(s)} \rightleftharpoons Cu_{(s)} + Fe_{(aq)}^{2+}$ a Equação de Nernst pode ser escrita da seguinte forma (Tan *et al.*, 2020):

$$E_{célula} = E_{célula}^o - \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[Fe^{2+}]}{[Cu^{2+}]} \right)$$

$$E_{célula} = (E_{cátodo}^{o,red} - E_{ânodo}^{o,red}) - \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[Fe^{2+}]}{[Cu^{2+}]} \right)$$

$$0,387 = (0,34 - (-0,46)) - \frac{0,059}{2} \log \frac{0,25}{[Cu^{2+}]}$$

$$0,387 = 0,80 - \frac{0,059}{2} \log \frac{0,25}{[Cu^{2+}]}$$

$$-0,413 = -0,0295 \log \frac{0,25}{[Cu^{2+}]}$$

$$10^{14} = \frac{0,25}{[Cu^{2+}]}$$

$$[Cu^{2+}] = 2,5 \times 10^{-15} \text{ mol L}^{-1}$$

No equilíbrio de complexação: $Cu_{(aq)}^{2+} + 4NH_{3(aq)} \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]_{(aq)}^{2+}$

	$[Cu^{2+}]$	$[NH_3]$	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$
Início	0,1 mol L ⁻¹	1,4 mol L ⁻¹	0
Reagiu/Formou	-0,1 mol L ⁻¹	-0,4 mol L ⁻¹	+0,1 mol L ⁻¹
Equilíbrio	2,5x10 ⁻¹⁵ mol L ⁻¹	1,0 mol L ⁻¹	0,1 mol L ⁻¹

Por fim, calculou-se o valor de K_f :

$$K_f = \frac{[[Cu(NH_3)_4]^{2+}]}{[Cu^{2+}][NH_3]^4}$$

$$K_f = \frac{(0,1)}{2,5 \times 10^{-15} \cdot (1,0)^4}$$

$$K_f = 4,0 \times 10^{13}$$

Após isso, realizou-se a parte experimental, de acordo com o APÊNDICE B - Guia de montagem e utilização do kit experimental de eletroquímica pelos alunos, e finalmente aplicou-se o formulário dado no APÊNDICE C - Questionário de avaliação pelos alunos da atividade experimental realizada com os kits.

A sistematização dos dados obtidos nos experimentos realizados pelos 7 alunos participantes dessa atividade foram organizados no Quadro 10.

	Conclusão							
Potencial da célula medido (após a adição de 10,00 mL de solução de amônia comercial 3,41 mol L⁻¹ no compartimento do cátodo)	0,67 V	0,67 V	0,67 V	0,63 V	0,67 V	0,63 V	0,64 V	0,64 V
Reação de formação de complexo (equilíbrio de complexação)	$Cu_{(aq)}^{2+} + 4NH_{3(aq)} \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]_{(aq)}^{2+}$	-----	-----	$4NH_3 \rightleftharpoons [Cu(NH_3)]$	-----	$Cu^{2+}(aq) + 4NH_3(aq) \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]_{(aq)}^{2+}$	-----	Não sei
[Cu²⁺] obtida experimentalmente	$6,6 \times 10^{-17} \text{ mol L}^{-1}$	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----
[Cu²⁺] obtida na questão do IME	$2,5 \times 10^{-15} \text{ mol L}^{-1}$	$2,5 \times 10^{-15} \text{ mol L}^{-1}$	$2,5 \times 10^{-15} \text{ mol L}^{-1}$	$2,5 \times 10^{-15} \text{ mol L}^{-1}$	$2,5 \times 10^{-15} \text{ mol L}^{-1}$	$2,5 \times 10^{-15} \text{ mol L}^{-1}$	$2,5 \times 10^{-15} \text{ mol L}^{-1}$	$2,5 \times 10^{-15} \text{ mol L}^{-1}$
K_f obtida experimentalmente	$2,0 \times 10^{13}$	-----	-----	-----	-----	$10^{13,6}$	-----	0,77 V
K_f obtida na questão do IME	$4,0 \times 10^{13}$	$4,0 \times 10^{13}$	$4,0 \times 10^{13}$	$4,0 \times 10^{13}$	$4,0 \times 10^{13}$	$4,0 \times 10^{13}$	$4,0 \times 10^{13}$	$4,0 \times 10^{13}$
K_f esperada (DEAN, 1999)	$2,1 \times 10^{13}$	$2,1 \times 10^{13}$	$2,1 \times 10^{13}$	$2,1 \times 10^{13}$	$2,1 \times 10^{13}$	$2,1 \times 10^{13}$	$2,1 \times 10^{13}$	$2,1 \times 10^{13}$

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

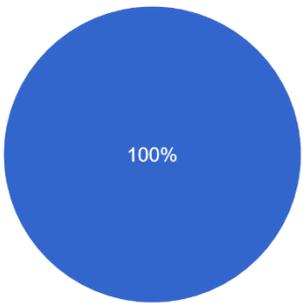
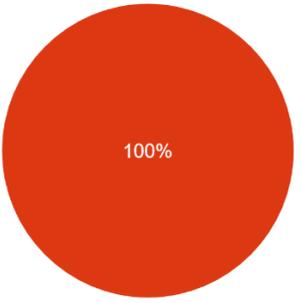
Através dos dados obtidos nos experimentos os alunos puderam reproduzir a questão do IME-2019, havendo apenas a mudança do eletrodo de ferro pelo eletrodo de zinco, e dos respectivos sais dos íons metálicos, e observou-se a formação do íon complexo $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, após a adição de amônia no compartimento do eletrodo de cobre.

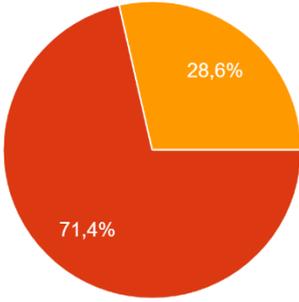
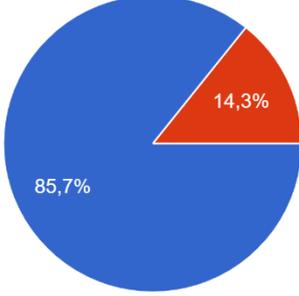
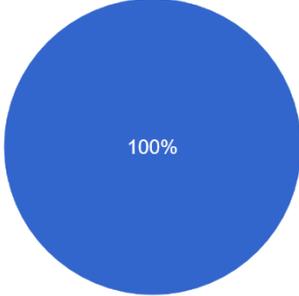
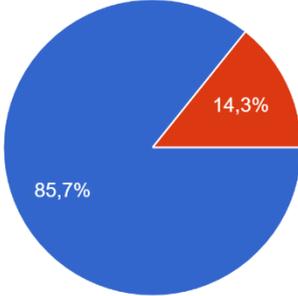
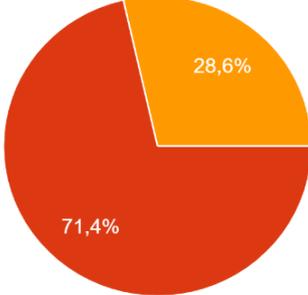
O tempo da aula já havia ultrapassado e, portanto, os cálculos e o preenchimento do formulário tiveram que ser realizados em casa. A professora se dispôs a ajudá-los, tirando dúvidas através do WhatsApp. Contudo, os alunos apresentaram muita dificuldade com os cálculos, não conseguindo encontrar o valor da constante de formação do íon complexo.

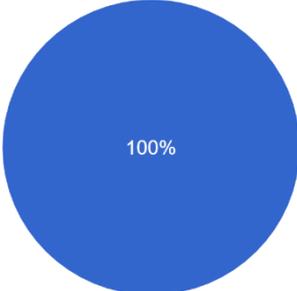
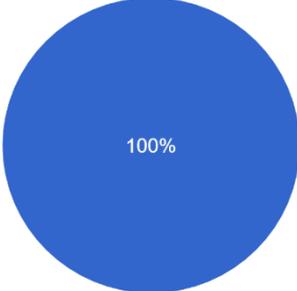
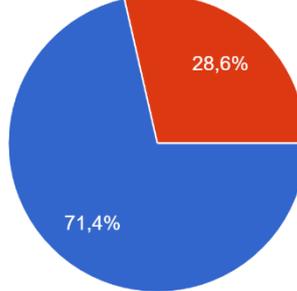
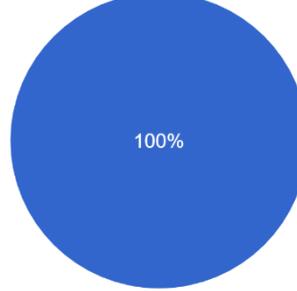
Foi solicitado aos alunos que respondessem também o formulário do APÊNDICE C, como forma de avaliar a atividade experimental. O Quadro 11 apresenta a porcentagem de respostas em cada pergunta do formulário.

Quadro 11 - Porcentagem de respostas dos alunos em cada pergunta do formulário do APÊNDICE C – Questionário de avaliação pelos alunos da atividade experimental realizada com os *kits*.

Continua

Pergunta	Porcentagem de respostas
1. No geral, como você avalia a atividade experimental realizada com os <i>kits</i> ?	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim
2. Como você avalia o seu desempenho com relação às interações?	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim

<p>3. Como você avalia a obtenção e a análise dos dados (em relação à sua facilidade)?</p>	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim
<p>4. Como você avalia a utilidade do roteiro disponibilizado pela professora.</p>	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim
<p>5. Como você avalia os materiais alternativos utilizados na montagem do <i>kit</i> (foi consistente com os objetivos)?</p>	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim
<p>6. Como você avalia os resultados do experimento (foram facilmente interpretados)?</p>	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim
<p>7. Como você avalia a sua compreensão em relação ao conteúdo teórico estudado?</p>	 <ul style="list-style-type: none"> ● Excelente ● Muito bom ● Bom ● Razoável ● Ruim

8. Você se sentiu confiante depois de assistir o experimento?	 <p>100%</p> <ul style="list-style-type: none"> ● Sim ● Não
9. O experimento foi motivador?	 <p>100%</p> <ul style="list-style-type: none"> ● Sim ● Não
10. Você comparou os seus resultados com os resultados típicos fornecidos (de livros, por exemplo)?	 <p>71,4%</p> <p>28,6%</p> <ul style="list-style-type: none"> ● Sim. ● Não
11. Você acha que fazer experimento de química torna as aulas mais inovadoras e criativas?	 <p>100%</p> <ul style="list-style-type: none"> ● Sim ● Não
12. Você teve algum problema/dificuldade para realizar o experimento?	<p>Aluno A: Não.</p> <p>Aluno C: Nenhum, a ajuda da professora foi essencial.</p> <p>Aluno D: Não, estava tudo muito bem explicado, era só realizar.</p> <p>Aluno E: Não</p> <p>Aluno F: Quase nenhum, as instruções foram bastante claras.</p> <p>Aluno G: Não, foi tudo bem explicado e na hora de realizar o experimento foi tudo fácil e interessante.</p> <p>Aluno K: Não.</p>

<p>13. Há algo que você gostaria de nos dizer?</p>	<p>Aluno A: ----- Aluno C: Obrigado pelos ensinamentos Aluno D: Facilitou muito com as matérias de química da escola. Aluno E: Achei um projeto muito interessante e me ajudará bastante futuramente. Aluno F: Queria agradecer pela oportunidade. E também, pela paciência. Aluno G: Apenas que adorei as aulas, me ajudaram e muito a entender melhor eletroquímica e que a aula prática foi sensacional. Aluno K: Por enquanto não.</p>
<p>14. Especifique três problemas / dificuldades que você enfrentou durante o experimento?</p>	<p>Aluno A: Mas gente, eu não tive. Aluno C: Resolver a questão propostas, relacionar as explicações com a experiência, estudar o ocorrido. Aluno D: Entender como os cátodos e os ânodos se comportam; aprender sobre o E. Aluno E: 1- Interpretação das questões de vestibulares 2- Montar as equações com os dados fornecidos Aluno F: Tive problemas ao alcançar o potencial medido (sem a adição da amônia), que foi abaixo do esperado (pessoal) que deveria ser 1,10V (alcansei 1,04V). Aluno G: 1- Ter trocado o sulfato de zinco por amônia 2- Posicionar certamente a ponte salina 3- Não consigo pensar em mais. Aluno K: Calcular o resultado e identificar os líquidos.</p>
<p>15. Descreva três coisas interessantes sobre o kit experimental</p>	<p>Aluno A: 1. A experiência que podemos adquirir com o material, tecnicamente, novo; 2. É bem claro e prático; 3. Torna a compreensão do conteúdo mais fácil, rápida e divertida Aluno C: O kit estava bem completo, adorei os materiais (principalmente a ponte de salina), o medidor de reação. Aluno D: - ver como cada elemento se dispõe em conjunto - Entendi como e com quê fazer a ponte salina. - tudo pode ser calculado. Aluno E: 1- Aprender o conteúdo de eletroquímica que até então não era conhecido por mim</p>

	<p>2- <i>Fazer uma aula prática complementando o conteúdo estudado</i></p> <p>3- <i>Entender o funcionamento das pilhas galvânicas</i></p> <p>Aluno F: <i>É interessante e descontraído, além de ser uma oportunidade de adquirir mais conhecimento fora da sala de aula.</i></p> <p>Aluno G: 1- <i>Tudo veio bem organizado e identificado</i> 2- <i>Tudo estava na medida certa para o experimento</i> 3- <i>Adorei usar o avental, luvas e óculos que o kit possuía, tornou o experimento bem mais emocionante.</i></p> <p>Aluno K: <i>As reações e os resultados</i></p>
--	---

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

Com base na análise das respostas dos alunos, apresentadas no Quadro 11, e nas observações feitas pela professora pesquisadora no momento da prática, os alunos gostaram da prática, principalmente por ter utilizado materiais alternativos e de fácil acesso, como descrito em algumas respostas dos alunos “*O kit estava bem completo, adorei os materiais (principalmente a ponte de salina), o medidor de reação.*”; “*A experiência que podemos adquirir com o material, tecnicamente, novo.*”, “*Adorei usar o avental, luvas e óculos que o kit possuía, tornou o experimento bem mais emocionante.*”

Além disso, todos os alunos avaliaram positivamente a atividade experimental realizada. Conseguiram associar a parte teórica relacionada ao conteúdo de eletroquímica à prática realizada, como na fala: “*Apenas que adorei as aulas, me ajudaram e muito a entender melhor eletroquímica e que a aula prática foi sensacional.*”, “*Facilitou muito com as matérias de química da escola.*”, “*É interessante e descontraído, além de ser uma oportunidade de adquirir mais conhecimento fora da sala de aula.*”, “*Achei um projeto muito interessante e me ajudará bastante futuramente.*”

Todos esses pontos mostraram que o objetivo principal da atividade experimental foi alcançado. Foi notável o interesse e a curiosidade dos alunos durante a realização da mesma, fato este que poderá servir de motivação para buscar novas descobertas ao longo da vida acadêmica e/ou profissional destes alunos.

Por meio da realização do experimento espera-se ter conseguido contextualizar o conhecimento químico, ter contribuído com a superação de algumas concepções alternativas e equivocadas apresentadas pelos estudantes do ensino médio sobre conceitos de eletroquímica (VENTURI *et.al.*, 2021) e para superar algumas de suas dificuldades. Dessa forma, como professora pesquisadora, foi possível perceber a relevância de se buscar métodos alternativos para facilitar o ensino de eletroquímica.

5.4 SOBRE OS CONHECIMENTOS DOS ALUNOS EM ELETROQUÍMICA, ANTES E APÓS A APLICAÇÃO DA PROPOSTA DIDÁTICA

Através do formulário do *Google* contendo o ANEXO C – Questão típica de vestibular sobre células eletroquímicas (galvânicas) (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016, p. 327) os alunos deveriam responder entre 4 pares de pilhas aquele que apresentaria maior produção de corrente elétrica, através do cálculo de diferença de potencial ($E_{pilha}^0 = E_{maior}^{0\ red.} - E_{menor}^{0\ red.}$) e, em seguida, justificar a sua resposta. Portanto, a questão visava identificar se o aluno era capaz de utilizar o conceito e a linguagem química na resolução.

Dessa forma, seria possível saber se em caso de ter acertado a resolução, o aluno tinha consciência do que fazia, ou seja, se usou seus conhecimentos sobre o tema, ou se foi apenas uma questão de sorte, já que a questão era de múltipla escolha. Por essa razão, para efeito de análise, apenas as justificativas adequadas foram levadas em consideração.

Também foram desconsideradas aquelas justificativas adequadas em que o aluno havia errado a resposta (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016). A sistematização dos dados obtidos encontra-se no Quadro 12, onde pode-se observar que antes da aplicação da proposta didática apenas 1 aluno respondeu corretamente e, após a aplicação da proposta didática, 6 alunos responderam corretamente.

Essa questão visou abordar aspectos relacionados à força eletromotriz da célula (BRADLEY; OGUDE, 1996), já que os estudantes apresentam dificuldades em usar os potenciais padrão de eletrodo para prever a ocorrência de reações de oxirredução (ÖZKAYA, 2002).

O ANEXO C foi preenchido pela professora pesquisadora com as respostas esperadas, em cor azul.

Quadro 12 - Sistematização da análise dos dados do ANEXO C – Questão típica de vestibular sobre células eletroquímicas (galvânicas) (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016, p. 327).

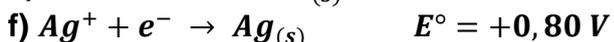
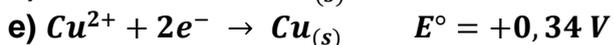
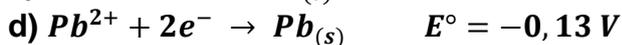
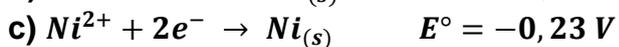
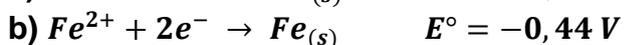
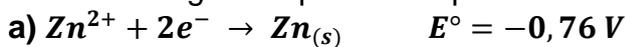
Escolha entre as pilhas relacionadas àquela com maior produção de corrente elétrica. Justifique a sua resposta.				
Aluno	Respondeu corretamente		Justificou adequadamente	
	Antes da aplicação proposta didática	Após a aplicação proposta didática	Antes da aplicação proposta didática	Após a aplicação proposta didática
A	Não	Sim	Não	Não
B	Não	Sim	Não	Sim
C	Sim	Sim	Não	Não
D	Não	Sim	Não	Sim
E	Não	Sim	Não	Sim
F	Sim	Sim	Sim	Sim
G	Sim	Não	Não	Não
H	Não	Não	Não	Não
I	Não	Sim	Não	Sim
J	Não	Sim	Não	Sim
K	Não	Não	Não	Não

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

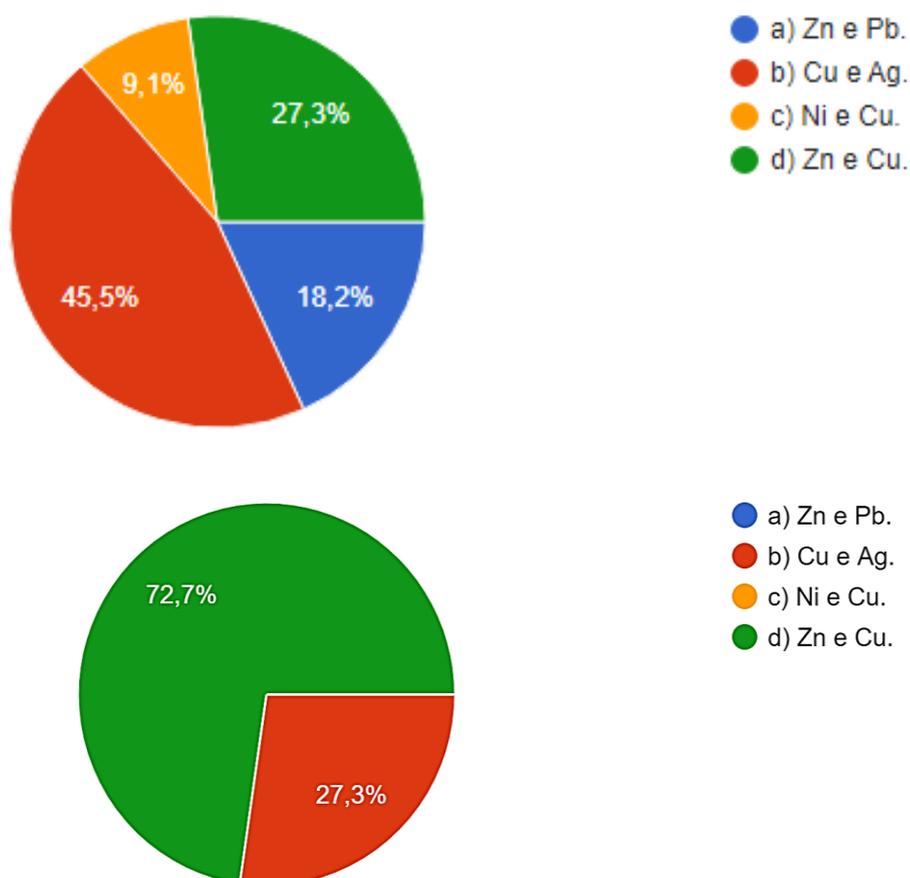
A Figura 11 apresenta, em porcentagem, as respostas dadas pelos alunos em cada alternativa, antes e após a aplicação da proposta didática.

Figura 11 - Porcentagem de alunos que marcaram cada alternativa na questão contida no ANEXO C (parte fechada), antes e após a aplicação da proposta didática. A resposta esperada era a letra d).

Dados os seguintes potenciais padrão de redução:



Escolha entre as pilhas relacionadas, aquela com maior produção de potencial elétrico:



Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

Importante ressaltar que na primeira aplicação os alunos ainda não tinham estudado o conteúdo, sendo portanto justificados por eles “*Não tenho certeza da resposta, pois esse conteúdo não foi estudado*”, “*A partir de observações cheguei a essa conclusão*”, “*Acho que é letra d, por que dei uma pesquisada rápida*”.

No decorrer das atividades observou-se um interesse dos alunos em aprender e saber como se resolvia tal questão, pois houve uma problematização inicial, o que gerou curiosidade nos alunos.

No Quadro 13 está descrito as respostas dos alunos ao ANEXO C, após a aplicação de toda a proposta didática, o que mostra uma evolução no aprendizado dos alunos, se comparado com as respostas dadas por eles antes do início das atividades.

Quadro 13 - Resposta dos alunos no ANEXO C, após a aplicação da proposta didática. A letra na primeira coluna refere-se ao código atribuído ao aluno; a segunda coluna mostra a alternativa escolhida pelo aluno, e a terceira coluna mostra a justificativa do aluno, para escolha da alternativa da segunda coluna. As respostas em azul referem-se às respostas consideradas corretas.

A	d) Zn e Cu.	Entre duas semi-reações, aquela que possuir maior potencial padrão de redução, força a outra a perder elétrons. E entre duas semi-reações, aquela que possuir maior potencial de oxidação, força a outra a ganhar elétrons.
B	d) Zn e Cu.	Calculando o potencial da pilha através dos valores da tabela de potencial padrão e fazer cátodo - ânodo o maior valor foi do Zn e Cu (1.10).
C	d) Zn e Cu.	O potencial deve ser reduzido.
D	d) Zn e Cu.	Pois se aplicarmos a fórmula para sabermos o potencial elétrico ($E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{red}}(\text{cátodo}) - E^{\circ}_{\text{red}}(\text{ânodo})$) veremos que o maior valor é o entre o Zn e o Cu
E	d) Zn e Cu.	$E^{\circ} = +0,34 - (-0,76) = 1,10$
F	d) Zn e Cu.	Calculei o potencial da pilha usando a tabela de redução. Meus valores foram a) 0,63 V b) 0,46 V c) 0,57 d) 1,10
G	b) Cu e Ag.	pois possuem os maiores valores, logo sofrem redução
H	b) Cu e Ag.	Porque tem maior potencial na pilha. A) -0,63 B) 0,46 C) -0,57 D) -1,1
I	d) Zn e Cu.	Atrás do cálculo ($+0,34 - -0,76$) pode perceber que a pilha com maior potencial elétrico foi Zn e Cu
J	d) Zn e Cu.	Calculando cátodo - ânodo para calcular os potenciais elétricos, o maior foi Zn e Cu. a) Zn e Pb 0,63 V b) Cu e Ag 0,46 V c) Ni e Cu 0,57 V d) Zn e Cu 1,10 V
K	b) Cu e Ag.	Pois ambos são os únicos que possuem valores maiores que +0, todos os outros são menores

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

Nota-se, a partir da análise dos dados, que a proposta didática contribuiu com a aprendizagem de eletroquímica, e as atividades diferenciadas mostraram-se relevantes para esse processo. Tal fato pode ser justificado também pelo trabalho docente na aula experimental presencial, onde a questão do vestibular IME foi resolvida no quadro, de forma expositiva dialogada, e todos os alunos presentes tiveram acesso à tabela de potencial padrão de redução, como forma de consulta.

O momento presencial permitiu uma maior clareza e uma melhor percepção do todo e, conseqüentemente, um diferencial dos outros que ficaram apenas nas aulas remotas e sem a parte prática. A professora pesquisadora conseguia identificar através da expressão facial dos alunos se os mesmos estavam entendendo, ou se persistia alguma dúvida, mudando então simultaneamente a forma de explicação, dando ênfase por meio da entonação de voz. Ressalta-se que a maioria dos alunos participantes da pesquisa esteve presente na atividade experimental, ou seja, 7 alunos, num total de 11.

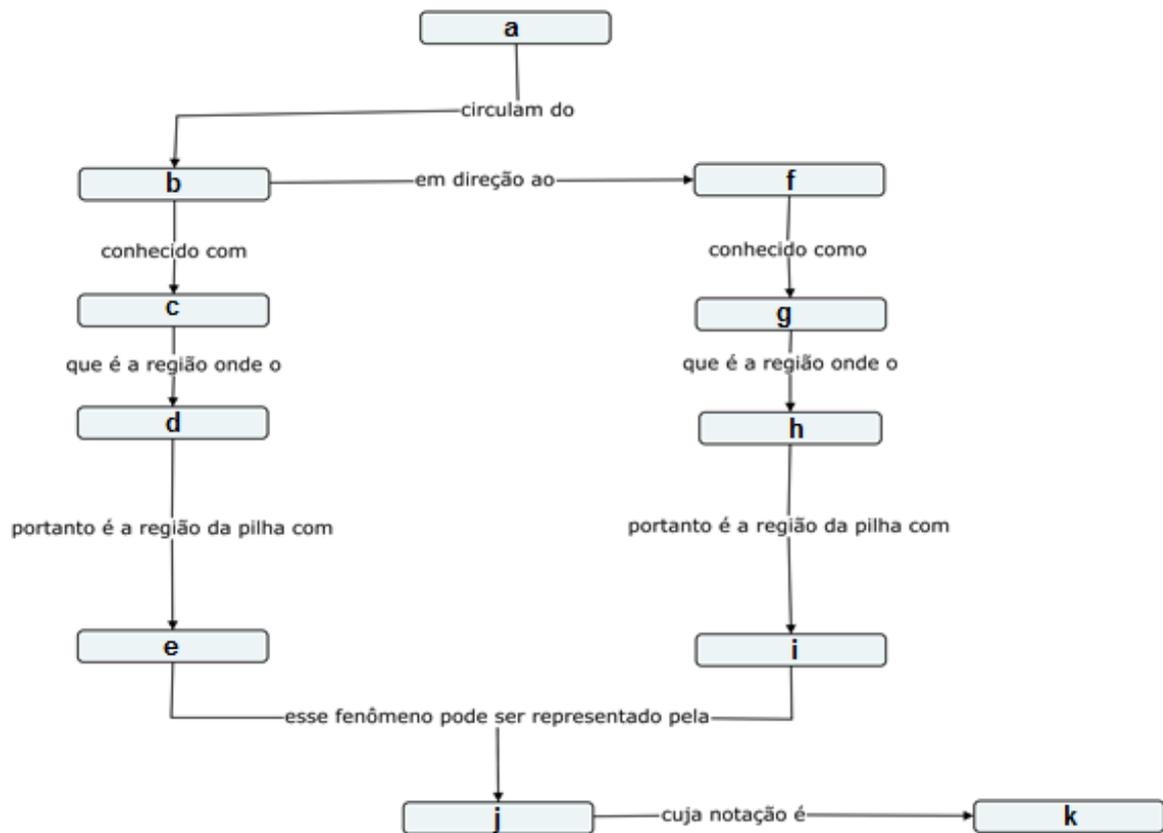
Houve concordância com o trabalho de Santos-Júnior *et al.*, (2016), em que na aplicação deste mesmo instrumento, o grupo experimentação mostrou um melhor desempenho do que os demais grupos; o grupo simulação teve um rendimento um pouco mais discreto, mas superior ao do grupo controle, para o qual as atividades experimentais e de simulação por computador não foram implementadas.

Na sequência da questão típica de vestibular sobre células eletroquímicas, foi aplicado o formulário ANEXO D – Mapa conceitual sobre o funcionamento da pilha de Daniell (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016, p. 327), em que há uma ordem sequenciada e hierarquizada do funcionamento da pilha de Daniell, estimulando adequadamente a aprendizagem, conforme mostrado na Figura 12. Desta maneira, a avaliação por mapa conceitual busca observar como o aluno estrutura, organiza, hierarquiza, integra e relaciona conceitos de certa unidade de estudo, procurando obter evidências de aprendizagem significativa (MOREIRA, 1980).

O aluno deveria completar o mapa com os seguintes conceitos apresentados: Ânodo; Cátodo; Elétrons; Equação Global; Menor potencial padrão de redução; Maior potencial padrão de redução; Cu sofre redução; Zn sofre oxidação; Polo +; Polo -; e $Zn_{(s)} + Cu_{(aq)}^{2+} \rightleftharpoons Zn_{(aq)}^{2+} + Cu_{(s)}$. Essa maneira de elaborar o mapa conceitual foi escolhida para diminuir a diversidade de respostas dadas, pois, tal fato, dificultaria um comparativo entre os mapas (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016).

As letras de a à k foram necessárias para indicar a sequência em que os alunos deveriam dar as respostas, visto que os mesmos estariam preenchendo através do formulário do *Google*. O ANEXO D foi preenchido pela professora pesquisadora com as respostas esperadas, em cor azul.

Figura 12 - Mapa conceitual com a sequência das respostas indicada, por meio das letras a até k.



Fonte: SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016, p. 327

Nos Quadros 14 e 15 estão apresentadas as respostas dos alunos ao ANEXO D, antes e após a aplicação da proposta didática, respectivamente. As partes destacadas de verde indicam as respostas corretas, de acordo com a sequência do mapa conceitual.

Quadro 14 - Resposta dos alunos ao ANEXO D – Mapa conceitual sobre o funcionamento da pilha de Daniell (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016, p. 327), antes da aplicação da proposta didática. As letras indicam a ordem das respostas, de acordo com a Figura 9.

Aluno	a	b	c	d	e	f	g	H	I	j	K
A	Elétrons	Maior potencial padrão de redução.	Cátodo	Cu sofre redução.	Polo +	Menor potencial padrão de redução.	Ânodo.	Zn sofre oxidação.	Polo -	Equação global	$Zn + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu$
B	Elétrons	maior potencial padrão de redução	Ânodo	Cu sofre redução	Polo -	menor potencial padrão de redução	Cátodo	Zn sofre oxidação	Polo +	$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$	Equação Global
C	Elétrons	Ânodo	Polo +	Zn sofre oxidação	Menor potencial padrão de redução	Cátodo	Polo -	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	Equação Global	Simple
D	Elétrons	Ânodo	Maior potencial padrão de redução	Cu sofre redução	Polo -	Cátodo	Menor potencial padrão de redução	Zn sofre oxidação	Polo +	Equação global	$Zn_{(s)} + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu_{(s)}$
E	Elétrons	Cátodo	Polo +	Zn sofre oxidação	menor potencial padrão de redução	Ânodo	Polo -	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	Equação Global	$Zn_{(s)} + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu_{(s)}$
F	Elétrons	Polo -	Ânodo	Zn sofre oxidação	Maior potencial de redução	Polo +	Cátodo	Cu sofre redução	Menor potencial de redução	Equação Global	~
G	Elétrons	ânodo	Polo -	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	cátodo	Polo +	Zn sofre oxidação	menor potencial padrão de redução	Equação Global	??
H	Elétrons	Ânodo	Polo -	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	Cátodo	Polo +	Zn sofre oxidação	menor potencial padrão de redução	$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$	Equação global
I	Elétrons	Cátodo	Polo -	Zn sofre oxidação	Maior potencial padrão de redução	Ânodo	Polo +	Cu sofre redução	menor potencial padrão de redução	Não sei	Equação Global
J	Elétrons	Cátodo	Polo +	Zn sofre oxidação	menor potencial padrão de redução	Ânodo	Polo -	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$	Equação global
K	Elétrons	ânodo	polo -	Cu sofre redução	maior potencial padrão de redução	Cátodo	polo +	Zn sofre oxidação	menor potencial padrão de redução	equação global	juro que não sei

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

Nesta primeira aplicação os alunos não apresentavam conhecimento sobre o conteúdo, resultando em respostas não coerentes.

Quadro 15 - Resposta dos alunos no ANEXO D – Mapa conceitual sobre o funcionamento da pilha de Daniell (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016, p. 327), após da aplicação da proposta didática. As letras indicam a ordem das respostas, de acordo com a Figura 9.

Aluno	a	b	c	d	e	f	g	h	i	j	K
A	Elétrons	Polo negativo	Ânodo	Zn sofre oxidação	Menor potencial padrão de redução	Polo positivo	Cátodo	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	Equação Global:	$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$
B	Eletrons	Polo -	Ânodo	Zn sofre oxidação	menor potencial padrão de redução	Polo +	Cátodo	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$	Equação global
C	Elétrons	Polo -	Ânodo	Zn sofre oxidação	menor potencial padrão de redução	Polo +	Cátodo	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	Equação Global	$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$
D	Elétrons	Polo +	Cátodo	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	Polo -	Ânodo	Zn sofre oxidação	Menor potencial padrão de redução	Equação global	$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} > Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$
E	Elétrons	Anodo	Polo -	Zn sofre oxidação	Menor potencial padrão de redução	Cátodo	Polo +	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	Equação Global	$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} >> Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$
F	Elétrons	ânodo	polo +	Zn sofre oxidação	Menor potencial padrão de redução	Cátodo	Polo -	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	Equação Global	$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$
G	Elétrons	Ânodo	Polo -	Zn sofre oxidação	menor potencial padrão de redução	Cátodo	Polo +	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	Equação Global	$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$
H	Elétrons	Ânodo	Polo -	Zn sofre oxidação	Maior potencial padrão de redução	Cátodo	Polo +	menor potencial padrão de redução	Cu sobre redução	$Zn_{(s)} + Cu^{2+} \rightarrow Cu_{(s)} + Zn^{2+}$	Equação global
I	Elétrons	Anodo	Polo -	Zn sofre oxidação	Maior potencial padrão de redução	Cátodo	Polo +	Cu sofre redução	menor potencial padrão de redução	Equação Global	-----
J	Elétrons	Polo -	Ânodo	Zn sofre oxidação	menor potencial padrão de redução	Polo +	Cátodo	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	$Zn_{(s)} + Cu^{2+} \rightarrow Cu_{(s)} + Zn^{2+}$	Equação global
K	Elétrons	Polo -	Ânodo	Zn sofre oxidação	menor potencial padrão de redução	Polo +	Cátodo	Cu sofre redução	Maior potencial padrão de redução	Equação Global	$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

Para analisar os dados referentes ao ANEXO D, foi utilizado o mesmo atributo de SANTOS-JÚNIOR *et al.* (2016): um mapa seria considerado como “satisfatório” com 10 ou mais correlações adequadas, “intermediário” se contivesse entre 6 e 9 conceitos químicos correlacionados de maneira adequada e, finalmente, “insatisfatório” aqueles mapas com 5 ou menos conceitos correlacionados corretamente, como demonstrado no Quadro 16.

Quadro 16 - Sistematização da análise dos dados do ANEXO D – Mapa conceitual sobre o funcionamento da pilha de Daniell (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016, p. 327).

Mapas conceituais elaborados pelos alunos		
Aluno	Antes da aplicação proposta didática	Após a aplicação proposta didática
A	Insatisfatório	Satisfatório
B	Insatisfatório	Intermediário
C	Intermediário	Satisfatório
D	Insatisfatório	Insatisfatório
E	Intermediário	Intermediário
F	Intermediário	Intermediário
G	Insatisfatório	Intermediário
H	Insatisfatório	Insatisfatório
I	Insatisfatório	Insatisfatório
J	Insatisfatório	Intermediário
K	Insatisfatório	Satisfatório

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

A partir da sistematização dos dados mostrados no Quadro 16 tem-se que, antes da aplicação da proposta didática, 8 alunos elaboraram mapas conceituais insatisfatórios e 3 alunos elaboraram mapas conceituais intermediários. Após a aplicação da proposta didática, 3 alunos elaboraram mapas conceituais insatisfatórios, 5 alunos elaboraram mapas conceituais intermediários e 3 alunos elaboraram mapas conceituais satisfatórios.

Nota-se, portando, que houve uma melhora significativa na quantidade de alunos que conseguiu esquematizar mapas conceituais de forma intermediária ou satisfatória após a aplicação da proposta didática. Vale destacar a evolução de três alunos, os quais apresentaram mapas conceituais satisfatórios após a aplicação da proposta didática, sendo que na primeira aplicação dois deles haviam elaborado mapas conceituais insatisfatórios. Importante lembrar que os alunos não tinham estudado o conteúdo de eletroquímica anteriormente. Contudo, alguns alunos inverteram “polo negativo” e “ânodo”, e “polo positivo” e “cátodo”, revelando que não souberam diferenciá-los.

De fato, a literatura evidencia dificuldades relacionadas com o uso dos termos cátodo, ânodo, polos positivos ou negativos, e isso leva a interpretações equivocadas (BRADLEY; OGUDE, 1996). Também falta entendimento do significado dos sinais do ânodo e do cátodo, e o que acontece com esses sinais quando se tratam de células galvânicas e eletrolíticas (CULLEN; PENTECOST, 2011).

Dando sequência às questões de avaliação sobre o conhecimento dos alunos sobre o conteúdo, foi aplicado o ANEXO E, o qual refere-se ao último formulário com questões de eletroquímica, extraídas do trabalho de Santos-Júnior *et al.*, 2016, p. 327-329, exceto duas questões (5 e 6), que foram extraídas de um artigo do *Journal of Chemical Education* (SANGER; GREENBOWE, 1997b, p. 821), e foram adicionadas ao ANEXO E.

O Quadro 17 refere-se à sistematização das respostas dos alunos ao ANEXO E, classificando por desempenho. Analogamente ao que foi feito no ANEXO D, foi considerado como tendo aproveitamento insatisfatório aquele aluno que acertou no máximo duas questões; como intermediário aquele estudante que acertou 3 ou 4 questões, e aqueles que acertaram acima de 5 questões foram considerados com aproveitamento satisfatório.

Quadro 17 - Sistematização da análise dos dados do ANEXO E – Questões de eletroquímica.

Questões de eletroquímica		
Aluno	Antes da aplicação proposta didática	Após a aplicação proposta didática
A	Insatisfatório	Intermediário
B	Insatisfatório	Intermediário
C	Insatisfatório	Insatisfatório
D	Intermediário	Intermediário
E	Insatisfatório	Intermediário
F	Insatisfatório	Intermediário
G	Intermediário	Intermediário
H	Insatisfatório	Intermediário
I	Intermediário	Intermediário
J	Intermediário	Intermediário
K	Insatisfatório	Intermediário

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

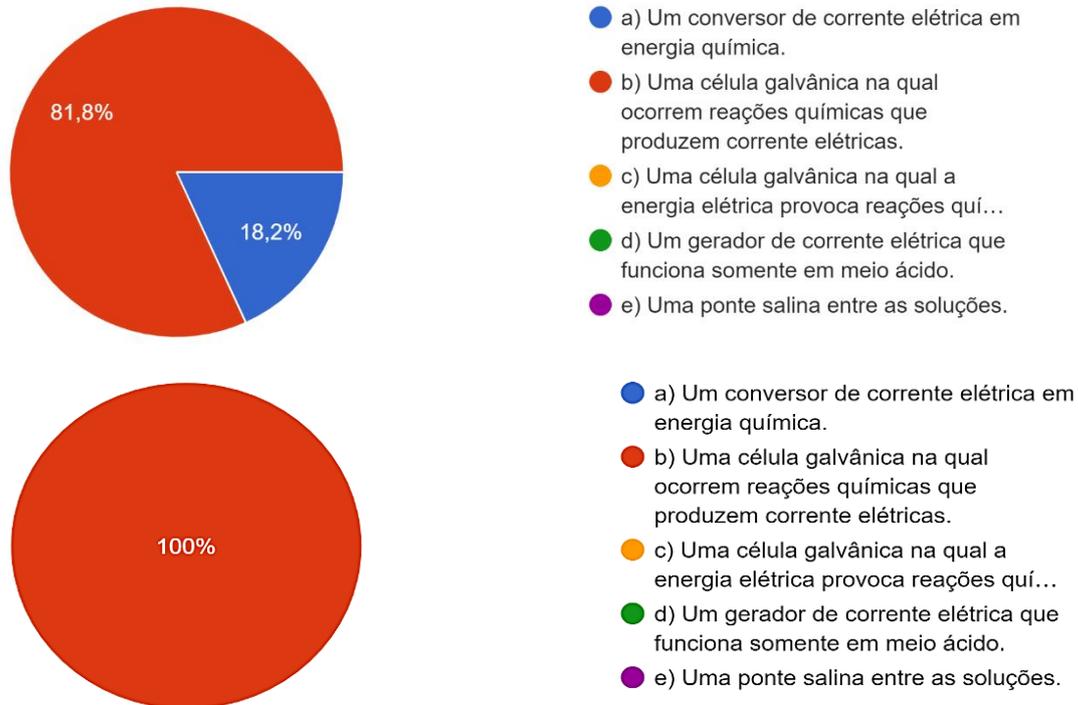
A partir da sistematização dos dados mostrados no Quadro 17 tem-se que, antes da aplicação da proposta didática 7 alunos apresentaram desempenho insatisfatório e 4 alunos apresentaram desempenho intermediário. Após a aplicação da proposta didática 1 aluno apresentou desempenho insatisfatório e 10 alunos apresentaram desempenho intermediário.

Na primeira aplicação da Questão 1 verificou-se que 9 alunos marcaram a alternativa correta, dada pela letra b), e 2 alunos marcaram a alternativa a). Já na segunda aplicação, todos os alunos responderam corretamente. A Figura 13 mostra a quantidade de acertos na Questão 1, em porcentagem, antes e após a aplicação da proposta didática.

O ANEXO E foi preenchido pela professora pesquisadora com as respostas esperadas, em cor azul.

Figura 13 - Porcentagem de alunos que marcaram cada alternativa na Questão 1 do ANEXO E, antes e após a aplicação da proposta didática. A resposta esperada era a letra b).

Pode-se afirmar que uma pilha é:

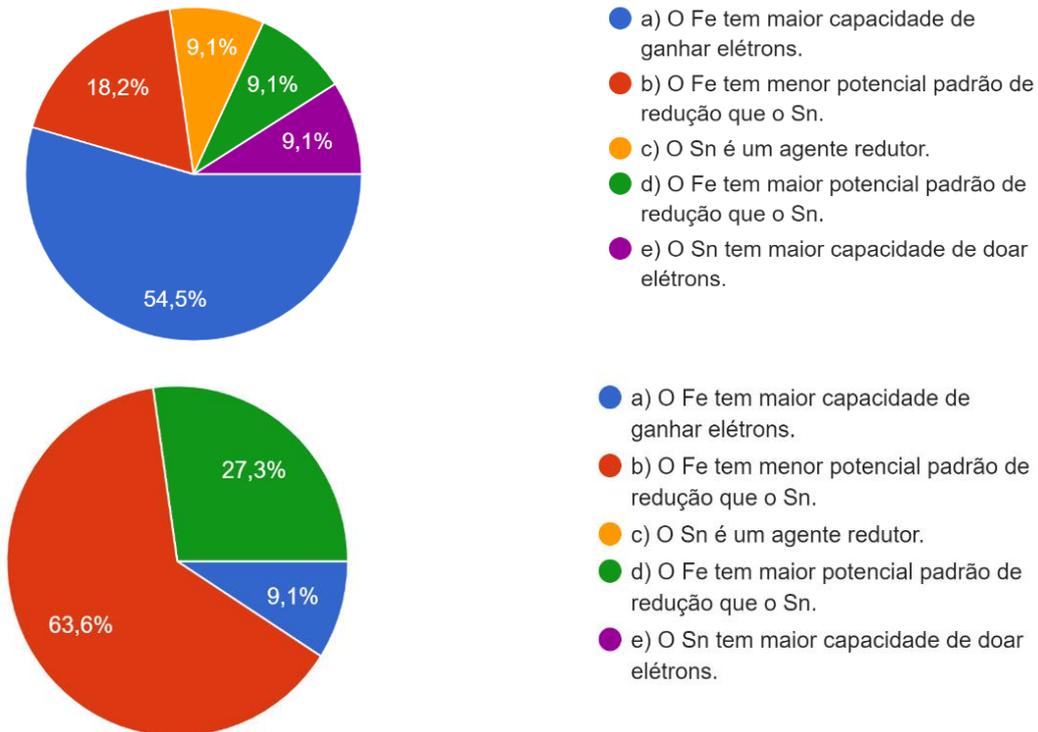


Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

Na Questão 2, antes da aplicação da proposta didática, apenas 2 alunos – 18,2% acertaram a alternativa correta (letra b)) e, após a aplicação da proposta didática, 7 alunos – 63,6% acertaram. Na Questão 3, antes da aplicação da proposta didática, 3 alunos – 27,3% acertaram a alternativa correta (letra e)) e, após a aplicação da proposta didática, 8 alunos – 72,7% acertaram. As Figuras 14 e 15 mostram a quantidade de acertos nas Questões 2 e 3, respectivamente, em porcentagem, antes e após a aplicação da proposta didática.

Figura 14 - Porcentagem de alunos que marcaram cada alternativa na Questão 2 do ANEXO E, antes e após a aplicação da proposta didática. A resposta esperada era a letra b).

A corrosão eletroquímica opera como uma pilha. Ocorre a transferência de elétrons, quando dois metais de diferentes potenciais são colocados em contato. Considere uma lata de aço revestida com estanho: se a camada de estanho for riscada ou perfurada, o ferro funciona como ânodo e o estanho como cátodo, o que acelera a corrosão. Isso acontece porque:



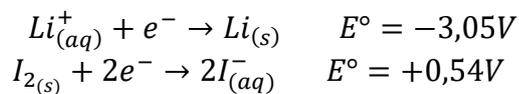
Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

Figura 15 - Porcentagem de alunos que marcaram cada alternativa na Questão 3 do ANEXO E, antes e após a aplicação da proposta didática. A resposta esperada era a letra e).

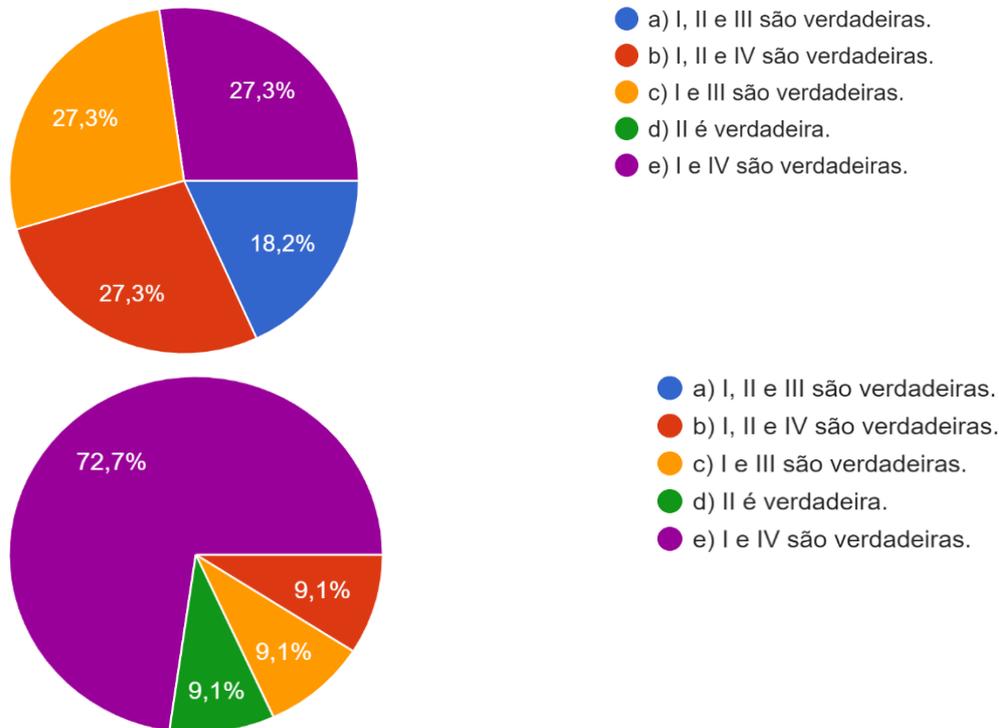
Marca-passo é um dispositivo de emergência para estimular o coração. A pilha utilizada nesse dispositivo é constituída por eletrodos de lítio e iodo. A partir dos valores dos potenciais padrão de redução padrão, afirma-se:

- I. O fluxo de elétrons da pilha irá do lítio para o iodo, pois o lítio tem menor potencial padrão de redução.
- II. A semirreação de oxidação pode ser representada pela equação $2Li^+ + 2e^- \rightarrow 2Li$
- III. A diferença de potencial da pilha é de -3,05 V.
- IV. O iodo, por ter maior potencial padrão de redução que o Li, tende a sofrer redução, formando o polo positivo da pilha.

Dados:



Quanto a essas afirmações, deve-se dizer que apenas:



Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

Houve uma evolução significativa no número de acertos das Questões 2 e 3 após a aplicação da proposta didática, o que pressupõe uma melhor compreensão por parte dos alunos sobre potencial padrão de redução e dos processos que ocorrem em uma pilha galvânica. Todos esses conceitos foram enfatizados durante as aulas utilizando *slides* do *powerpoint*, tendo que retomar e esclarecer dúvidas que foram

surgindo no processo de ensino-aprendizagem, e na atividade experimental, com a resolução da questão de vestibular no quadro.

Na atividade experimental, em um momento em que mediu-se a diferença de potencial (ddp) da pilha e ocasionalmente uma das alunas inverteu os fios condutores que conecta os eletrodos, trocando a polaridade da pilha, e percebeu que o multímetro utilizado para medir a ddp da pilha indicava um valor negativo, este ocorrido gerou então questionamento e a professora pesquisadora pôde esclarecer a dúvida. Isso quer dizer que a aluna, ao invés de conectar o cátodo e o ânodo da pilha com os polos positivo e negativo do multímetro, respectivamente, fez o inverso, e as polaridades do multímetro e dos eletrodos da pilha ficaram invertidas (DINIZ *et al.*, 2020).

Santos-Junior *et al.* (2016) também relatam um melhor desempenho dos alunos com as atividades diferenciadas:

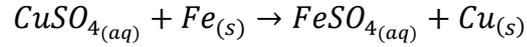
Os alunos do grupo que realizaram a atividade experimental demonstraram melhor compreensão em conceitos como diferença de potencial da pilha e cálculos de ddp. Isto pode ter ocorrido porque os alunos do grupo experimental tiveram contato direto com uma pilha de Daniell. O processo de construção da pilha feito pelos alunos gerou questionamentos, de tal maneira que o docente pôde fazer maior problematização que as feitas com os estudantes dos outros grupos. Por exemplo, em um dado momento, os alunos inverteram a polaridade da pilha, fazendo com que o multímetro utilizado para medir a ddp da pilha acusasse um valor negativo. Isto gerou um desconforto nos alunos e a busca para entender o ocorrido levou-os a compreender melhor o cálculo da tensão da pilha. SANTOS JUNIOR *et al.*, 2016, p. 328-329.

Na Questão 4, obteve-se que o mesmo número de alunos que respondeu corretamente, 6 alunos – 54,5 %, antes e após a aplicação da proposta didática. Contudo, considerando que os alunos não tinham estudado eletroquímica antes, e poderiam ter arriscado nas respostas no primeiro formulário, é de se considerar que o número de acertos na segunda aplicação indique uma das questões que ofereceu maior grau de dificuldade para os alunos. A Figura 16 mostra a quantidade de acertos na Questão 4, em porcentagem, antes e após a aplicação da proposta didática.

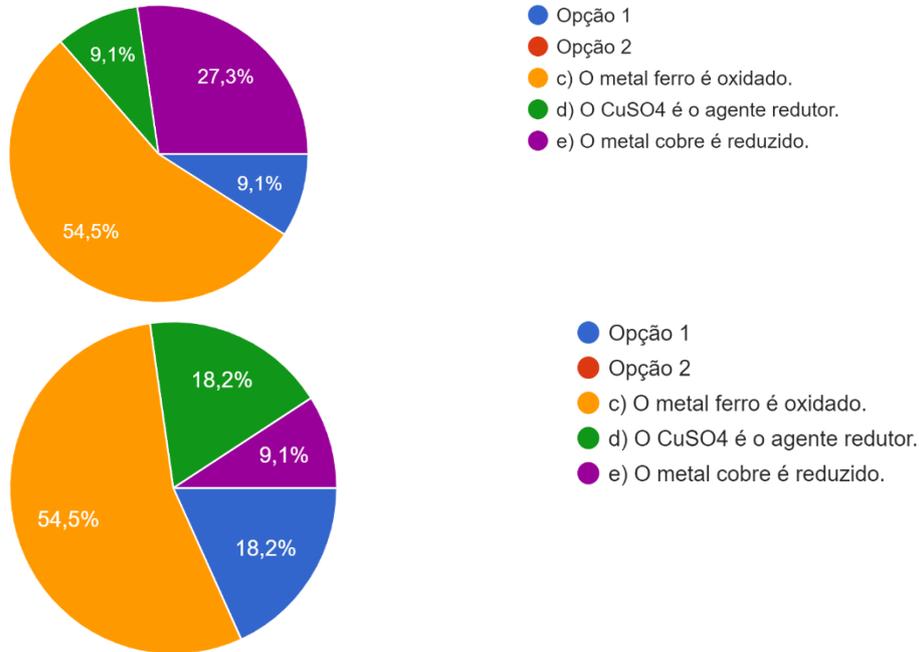
As Questões 1 a 4 visaram abordar aspectos relacionados aos processos eletródicos e suas terminologias (BRADLEY; OGUDE, 1996).

Figura 16 - Porcentagem de alunos que marcaram cada alternativa na Questão 4 do ANEXO E, antes e após a aplicação da proposta didática. A resposta esperada era a letra c).

A reação espontânea que ocorre numa célula eletroquímica, nas condições padrão, é:



Essa reação indica que:

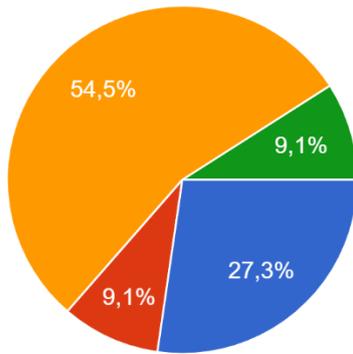
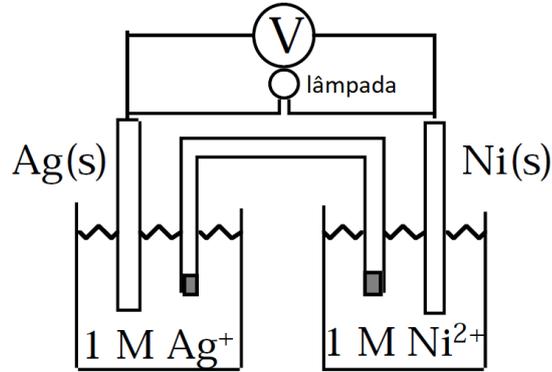


Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

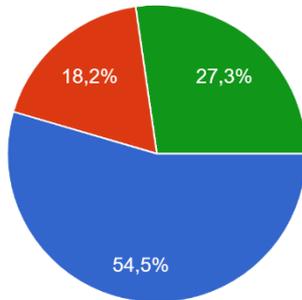
Sobre a Questão 5, 3 alunos – 27,3% acertaram a mesma antes da aplicação da proposta didática, e 6 alunos - 54,5% acertaram após a aplicação da proposta didática. É evidente a ideia errônea que muitos alunos têm que o fluxo de elétrons se dá pela ponte salina. Contudo, ao final da proposta didática, boa parte dos alunos conseguiu compreender que o fluxo de elétrons se dá pelos fios condutores, como demonstrado na Figura 17.

Figura 17 - Porcentagem de alunos que marcaram cada alternativa na Questão 5 do ANEXO E, antes e após a aplicação da proposta didática. A resposta esperada era a letra a).

Na célula galvânica abaixo, é CORRETO dizer que o fluxo de elétrons se dará no seguinte sentido:



- Fio metálico -> eletrodo de prata.
- Fio metálico -> eletrodo de níquel.
- Ponte salina -> eletrodo de níquel.
- Ponte salina -> eletrodo de prata.
- Ponte salina -> solução.



- Fio metálico -> eletrodo de prata.
- Fio metálico -> eletrodo de níquel.
- Ponte salina -> eletrodo de níquel.
- Ponte salina -> eletrodo de prata.
- Ponte salina -> solução.

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

A Questão 6, na primeira aplicação nenhum aluno acertou, já na segunda aplicação apenas 4 alunos – 36,4 % acertaram, como demonstrado na Figura 18. O desempenho dos alunos nas Questões 5 e 6 evidencia a dificuldade dos mesmos em compreender sobre os fenômenos microscópicos associados ao funcionamento das células galvânicas. Essa questão visou abordar aspectos relacionados à condução elétrica nas células e neutralidade elétrica (BRADLEY; OGUDE, 1996).

Um equívoco comumente percebido entre os estudantes é que elétrons podem ser encontrados na solução de eletrólito; a função da ponte salina no sistema eletroquímico também causa confusão. Há quem pense que os elétrons fluem pela ponte salina. Também há bastante confusão na relação entre a corrente elétrica gerada na célula e o movimento de elétrons (BRADLEY; OGUDE, 1996).

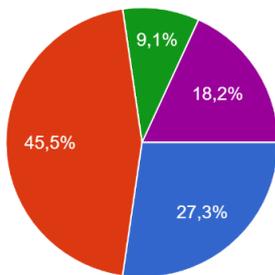
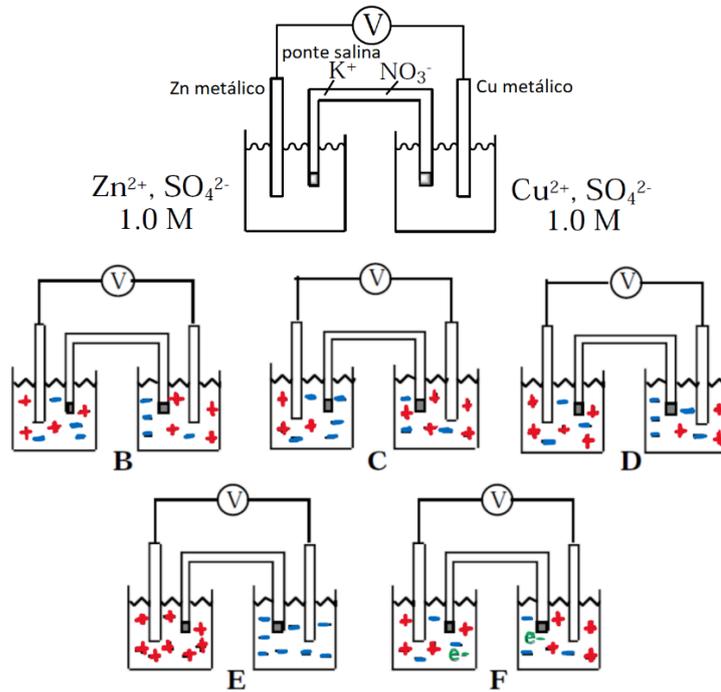
O que ocorre é que a célula galvânica em si gera eletricidade, a partir da transferência de elétrons que ocorre nos eletrodos, fazendo com que os íons se movam a fim de manter a neutralidade elétrica das soluções das duas semi-células (BRADLEY; OGUDE, 1996).

A ideia de atração entre os íons e os eletrodos de carga oposta evidencia a interpretação equivocada sobre os processos que ocorrem em células galvânicas. Na realidade, o movimento de íons nas suas semi-células não é causado pelas cargas nos eletrodos (BRADLEY; OGUDE, 1996). Há bastante confusão na relação entre a corrente elétrica gerada na célula e o movimento de elétrons (CULLEN; PENTECOST, 2011).

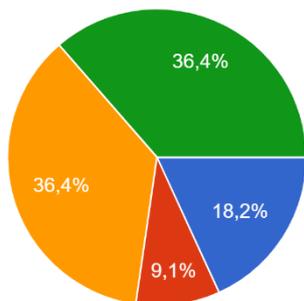
Figura 18 - Porcentagem de alunos que marcaram cada alternativa na Questão 6 do ANEXO E, antes e após a aplicação da proposta didática. A resposta esperada era a letra B).

A célula eletroquímica mostrada (parte de cima da figura) desenvolve um potencial elétrico de +1,10 V. Qual diagrama (mostrado na parte de baixo da figura) representa corretamente cada semi-célula quando a reação redox procede?

Observação: Nos diagramas, os cátions são representados como “+”, os ânions como “-” e os elétrons como “e-”.



- C ou D
- E
- B
- B ou E
- F



- C ou D
- E
- B
- B ou E
- F

Fonte: Elaborado pela Autora, 2022

A análise das respostas dos alunos aos ANEXOS C, D e E, após a aplicação da proposta didática, aponta que o ANEXO E foi o instrumento que ofereceu maior grau de dificuldade para os estudantes, onde nenhum deles obteve a classificação “satisfatório”. Esse resultado está de acordo com o que foi observado por Santos-Júnior *et al.*, 2016. O ANEXO D apresentou um maior grau de dificuldade, em comparação com o ANEXO C, onde 27,3% e 54,5% dos alunos obtiveram a classificação “satisfatório”, respectivamente.

Considerando a análise das respostas dos alunos a esses mesmos anexos, antes da aplicação da proposta didática, apenas 9,1% dos alunos obtiveram a classificação “satisfatório”, nas respostas dadas ao ANEXO C, sendo que nenhum deles obteve essa classificação nos ANEXOS D e E, confirmando o resultado obtido, após a aplicação da proposta didática, no que diz respeito à dificuldade relativa dos instrumentos.

Esse resultado indica a eficiência da proposta didática no processo de ensino-aprendizagem dos estudantes, pois houve uma melhora do desempenho dos estudantes em todos os instrumentos (ANEXOS C, D e E), comparando-se os dois momentos de sua aplicação, ou seja, antes e após o desenvolvimento da proposta didática.

Isso mostra indícios de que a simulação por computador e a experimentação são recursos pedagógicos que podem se complementar (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016) e, quando associados às aulas expositivas tradicionais, podem culminar numa melhoria do processo de ensino-aprendizagem de conteúdos de química na educação básica.

6 CONSIDERAÇÕES FINAIS

Duas habilidades da BNCC foram norteadoras para o trabalho, a partir das quais os alunos puderam interpretar dados de simulação por computador e obtidos com o *kit* experimental de eletroquímica sob uma perspectiva científica, apresentando-os na forma de textos, equações químicas e tabelas.

A proposta didática desenvolvida nesse trabalho, para ensinar conceitos de eletroquímica, utilizando aulas expositivas, simulação como tecnologia digital e a experimentação com materiais de fácil acesso e baixo custo, aplicada em sala de aula do segundo ano do ensino médio, mostrou-se um recurso pedagógico eficiente e relevante no processo de ensino-aprendizagem dos estudantes, uma vez que houve uma melhora do desempenho dos mesmos em todos os instrumentos avaliativos, aplicados antes e após o desenvolvimento da proposta didática.

Os conteúdos de eletroquímica que os alunos mais aprenderam foram: a utilização correta da tabela de potencial padrão de redução, o cálculo do potencial da célula nas condições padrão, o funcionamento de uma pilha galvânica (como mostrado na evolução do preenchimento do mapa conceitual) e reações de oxirredução. Acredita-se que, quanto aos demais conteúdos abordados, estes poderão ser melhores compreendidos se trabalhados em um período maior de tempo, considerando que o processo de construção do conhecimento é contínuo. Contudo, no final quarto bimestre, o conteúdo de eletroquímica foi trabalhado nas aulas regulares.

Ainda, a proposta didática despertou no aluno a curiosidade a partir das questões iniciais, a tentar compreender o assunto estudado, além de proporcionar que o aluno fosse ativo no uso do simulador e na experimentação, tornando-se assim um agente protagonista do seu próprio aprendizado.

O produto educacional elaborado, instrumento obrigatório para mestrados profissionais, foi o *kit* experimental de eletroquímica, que resultou num artigo aceito para publicação na revista Química Nova na Escola (QNEsc), na seção Experimentação no Ensino de Química, cujo desenvolvimento e validação foram realizados pela equipe de pesquisadores envolvida no presente trabalho, e não teve a participação dos estudantes do ensino médio, os quais tiveram a missão de utilizá-lo na atividade experimental realizada.

Ainda com relação ao artigo elaborado a partir do produto educacional desenvolvido por ocasião dessa dissertação, esse apresenta todos os materiais e os equipamentos necessários para a montagem do *kit* experimental de eletroquímica; a preparação das soluções; a montagem do *kit* para elucidar a questão do IME; os cálculos detalhados para determinar a constante de formação, K_f , do íon complexo $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, cujo valor foi concordante com os valores da literatura e da questão do IME; e o descarte dos resíduos produzidos no experimento e as recomendações de segurança.

O *kit* experimental de eletroquímica, construído a partir de materiais de baixo custo e de fácil acesso e desenvolvido a partir da Questão 6 do vestibular do IME 2019, com alguma adaptação, pode ser utilizado em atividades experimentais em instituições de ensino, proporcionando um ganho pedagógico para os estudantes, ao tornar a aprendizagem desse assunto mais atraente no ensino médio.

O sistema de oxirredução estudado $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{Zn}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}_{(aq)}^{2+}$, em estado de equilíbrio eletroquímico, apresentou uma diminuição da concentração do reagente, Cu^{2+} , após a reação de formação de complexo $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 4\text{NH}_{3(aq)} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_{(aq)}^{2+}$, e a diminuição do potencial da célula, indicando a diminuição da tendência da reação de oxirredução ocorrer no sentido direto.

A partir da construção do diagrama de escada para o sistema oxirredução em estudo, foi possível fazer uma relação do seu comportamento com o princípio de Le Chatelier, o qual é essencial no estudo do equilíbrio químico. Também foi possível determinar a constante de formação do íon complexo tetra(amin)cobre (II), que permite avaliar a estabilidade desse íon na solução e estabelecer comparação com o valor da literatura.

A utilização do *kit* experimental de eletroquímica permite ao professor explorar em suas aulas: **i)** reação de oxirredução; **ii)** células galvânicas; **iii)** equação de Nernst; **iv)** princípio de Le Chatelier; e **v)** evidência de reação de complexação.

Em resumo, o *kit* experimental de eletroquímica possibilita aos professores da educação básica o uso de uma estratégia didática diversificada e inovadora, que pode apresentar eficiência na aprendizagem dos estudantes. Trata-se de uma iniciativa que vai além de aulas exclusivamente expositivas, podendo também contribuir para o incremento do domínio conceitual de eletroquímica por parte desses alunos.

REFERÊNCIAS

- ADÚRIZ-BRAVO, A.; AYMERICH, M. I. Acerca de la didáctica de las ciencias como disciplina autónoma. **Revista Electrónica de Enseñanza de las ciencias**, [S.l.], v. 1, n. 3, 2002.
- ARINI, G. S.; SANTOS, I. V. S.; TORRES, B. B. Uma abordagem de ensino ativo em um experimento de eletrólise. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 2, p. 176-182, 2021.
- BARRETO, B. S. J.; BATISTA, C. H.; CRUZ, M. C. P. Células eletroquímicas, cotidiano e concepções dos educandos. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 1, p. 52-58, 2017.
- BRADLEY, J. D.; OGUDE, N. A. Electrode Processes and Aspects Relating to Cell EMF, Current, and Cell Components in Operating Electrochemical Cells: Precollege and College Student Interpretation. **Journal of Chemical Education**, Easton, n. 12, p. 1145-1149, 1996.
- BRASIL. Ministério da Educação. **Base Nacional Comum Curricular: Ensino Médio**. Brasília, DF: MEC/Secretaria de Educação Básica, 2018. Disponível em: <http://basenacionalcomum.mec.gov.br/wp-content/uploads/2018/02/bncc-20dez-site.pdf>. Acesso em: 21 dez. 2020.
- BRASIL. Ministério da Saúde. Conselho Nacional de Saúde. Resolução nº 466, de 12 de dezembro de 2012. Aprova normas regulamentadoras de pesquisas envolvendo seres humanos. **Diário Oficial da União**, Brasília, 2012. Disponível em: http://bvsms.saude.gov.br/bvs/saudelegis/cns/2013/res0466_12_12_2012.html. Acesso em: 08 abr. 2018.
- CACHAPUZ, A.; PRAIA, J.; GIL-PÉREZ, D.; CARRASCOSA, J.; MARTÍNEZ-TERRADES, I. A emergência da didáctica das ciências como campo específico de conhecimento. **Revista Portuguesa de Educação**, Braga, v. 14, n. 1, p. 155-195, 2001.
- CARVALHO, A. M. P.; GIL-PÉREZ, D. **Formação de professores de Ciências: tendências e inovações**. São Paulo: Cortez, 1993. p. 20-25.
- CULLEN, D. M.; PENTECOST, T. C. A model approach to the electrochemical cell: an inquiry activity. **Journal of Chemical Education**, Easton, n. 11, p. 1562–1564, 2011.
- DEAN, J. A. **Lange's Handbook of Chemistry**. 5th ed. New York: McGraw-Hill, 1999. p. 924.
- DETERMINATION of EMF of a Cell. **Olabs**: amrita.olabs.edu.in, [2014]. Disponível em: amrita.olabs.edu.in/?sub=73&brch=8&sim=153&cnt=344. Acesso em: 28 fev. 2021.

DIAS, C. P.; CHAGAS, I. Multimédia como recurso didático no ensino de Biologia. **Interacção**, Santarém – Portugal, v. 39, p. 393-404, 2015.

DINIZ, B. P. **Experimentação no ensino de células galvânicas utilizando o método jigsaw**. 2019. Dissertação (Mestrado Profissional em Rede Nacional) – Universidade Federal do Triângulo Mineiro, Uberaba, MG, 2019.

DINIZ, B. P.; ALVES, A. S.; LEMES, L. C.; SILVA, L. A.; ALVES, V. A. Experimentação no ensino de células galvânicas para o Ensino Médio. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 1, p. 77-87, 2020.

DINIZ, B. P.; SILVA, L. A.; ALVES, V. A. Experimentação no ensino de células galvânicas utilizando o método *jigsaw*. **Revista Virtual de Química**, Niterói, n. 6, p. 1559-1574, 2020.

ELGRISHI, N.; ROUNTREE, K. J.; McCARTHY, B. D.; ROUNTREE, E. S.; EISENHART T. T. and DEMPSEY J. L. A Practical Beginner's Guide to Cyclic Voltammetry. **Journal of Chemical Education**, Easton, n. 2, p. 197-206, 2018.

EXÉRCITO BRASILEIRO. Instituto Militar de Engenharia. **Concurso de admissão ao curso de formação e graduação: química**. Rio de Janeiro: IME, 2018/2019. Disponível em: http://www.ime.eb.mil.br/images/arquivos/admissao/cfg/provas-antiores/2018-2019/CFG_Discursiva_de_Quimica_2018_2019.pdf. Acesso em: 25 abr. 2022.

FARIA, M. D.; SILVEIRA, N. J.; BERNARDES, G.C. A percepção de professores sobre uso de novas tecnologias no ensino de química. *In*: FIELD'S, K. A. P; GRACIANO, M. R. DA S.; SOUZA, A. R. **Ensino por investigação, alfabetização científica e tecnológica: pesquisas, reflexões e experiências**. Goiânia-GO: Kelps, 2018. p. 84-90.

FRAGAL, V. H., MAEDA, S. M., PALMA, E. P., BUZATTO, M, B, P., RODRIGUES, M. A.; SILVA, E. L. (2011). Uma proposta alternativa para o ensino de eletroquímica sobre a reatividade de metais. **Revista Química Nova na Escola**. São Paulo, v. 32, n. 2, p.101-106, 2010.

FREIRE, P. **Pedagogia da Autonomia**. Rio de Janeiro: Paz e Terra, 1997.
GALIAZZI, M. C.; ROCHA, J. M. B.; SCHMITZ, L. C.; SOUZA, M. L.; GIESTA, S.; GONÇALVES, F. P. Objetivos das atividades experimentais no ensino médio: a pesquisa coletiva como modo de formação de professores de ciências. **Ciência & Educação**, Bauru, v. 7, n. 2, p. 249-263, 2001.

GREENBOWE, T. J. An Interactive Multimedia Software Program for Exploring Electrochemical Cells. **Journal of Chemical Education**, Easton, n. 7, p. 555-557, 1994.

GUIMARÃES, A. A. O professor construtivista: desafios de um sujeito que aprende. **Nuances: estudos sobre Educação**, Presidente Prudente/SP, v. 1, n. 1. 2010.
HODSON, D. Experiments in science and science teaching. **Educational Philosophy and Theory**, London, v. 20, n. 2, p. 53-66, 1988.

IZQUIERDO, M; SANMARTÍ, N; ESPINET, M. Fundamentación y diseño de las prácticas escolares de ciencias experimentales. **Enseñanza de las Ciencias**, Barcelona, v. 17, n. 1, p. 45-60, 1999.

LIMA, J. O. G. Perspectivas de novas metodologias no Ensino de Química. **Revista Espaço Acadêmico**, Maringá, v. 12, n. 136, p. 95-101, 2012. Disponível em: http://www.educadores.diaadia.pr.gov.br/arquivos/File/setembro2013/quimica_artigos/perspect_novas_metod_ens_quim.pdf. Acesso em: 16 dez. 2020.

LIMA, J. O. G; LEITE, L. R. O processo de ensino e aprendizagem da disciplina de Química: o caso das escolas do ensino médio de Crateús/Ceará/Brasil. **Revista Electrónica de Investigación em Educación em Ciencias**. Buenos Aires, Argentina, v. 7, n. 2, p. 72-85, 2012. Disponível em: <https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=273325045007>. Acesso em: 25 abr. 2022.

LISBÔA, J. C. F. QNEsc e a Seção Experimentação no Ensino de Química. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. especial 2, p. 198-202, 2015.

MACHADO, A. H.; ARAGÃO, R. M. R. Como os estudantes concebem o estado de equilíbrio químico. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 4, 1996. Disponível em: <http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc04/aluno.pdf>. Acesso em: 25 abr. 2022.

MASKILL, R.; CACHAPUZ, A. F. C. Learning about the chemistry topic of equilibrium: the use of word association tests to detect developing conceptualizations. **International Journal of Science Education**, London, v. 11, n. 1, p. 57-69, 1989.

MORAN, J. M. Os novos espaços de atuação do professor com as tecnologias. **Revista Diálogo Educacional**, Curitiba, v. 4, n. 12, p. 13-21, maio/ago. 2004.
MOREIRA, M. A. Mapas Conceituais como Instrumentos para Promover a Diferenciação Conceitual Progressiva e a Reconciliação Integrativa. **Ciência e Cultura**, v. 32, n. 4, p. 474-479, 1980.

NEVES, N. N.; SANTOS, A. R. O uso das tecnologias digitais da informação e comunicação para a experimentação no ensino de química: uma proposta usando sequências didáticas. **Scientia Naturalis**, Rio Branco, v. 3, n. 1, p. 194-206, 2021.

ÖZKAYA, A. R. Conceptual Difficulties Experienced by Prospective Teachers in Electrochemistry: Half-Cell Potential, Cell Potential, and Chemical and Electrochemical Equilibrium in Galvanic Cells. **Journal of Chemical Education**, Sanford, n. 6, p. 735-738, 2002.

PACHECO, B. I; FANTIN, C.A. Garrafas Pet Como Alternativa Para Substituição de Materiais de Laboratório. *In*: CONGRESSO NACIONAL DE INICIAÇÃO CIENTIFICA, 16., 2015. **[Trabalho apresentado...]**, [São Paulo]: Conic-semesp, 2015. Disponível em: <https://www.conic-semesp.org.br/anais/files/2016/trabalho-1000022186.pdf>. Acesso em: 25 abr. 2022.

POLIEDRO Resolve. **Poliedro Cursos**, 2019. Disponível em: <http://poliedroresolve.sistemapoliedro.com.br/#!/resolucao/IME/2019/526>. Acesso em: 26 abr. 2022.

PONTICELLI, F. A.; ZUCOLOTTI, A. M.; BELUCO, A. A experimentação na construção de conceitos em físico-química. *In*: ENCONTRO NACIONAL DE PESQUISA EM EDUCAÇÃO EM CIÊNCIAS – ENPEC, 9., 2013. **Atas[...]**, Águas de Lindóia, SP: ENPEC, 2013. Disponível em: http://abrapecnet.org.br/atas_enpec/ixenpec/atas/resumos/R1435-1.pdf. Acesso em: 22 abr. 2022.

QUÍLEZ PARDO, J. Persistencia de errores conceptuales relacionados con la incorrecta aplicación del principio de Le Chatelier. **Educación Química**, [Del. Coyoacán], v. 9, p. 267-377, 1998.

QUÍLEZ PARDO, J.; SANJOSÉ, V. Errores Conceptuales en el estudio del equilibrio químico: Nuevas aportaciones relacionadas con la incorrecta aplicación del Principio de Le Chatelier. **Enseñanza de las Ciencias: Revista de Investigación y Experiencias Didácticas**, Barcelona, v. 13, n. 1, p. 72-79, 1995.

REGINALDO, C. C.; SHEID, N. J.; GÜLLICH, R. I. C. O ensino de Ciências e a experimentação. *In*: SEMINÁRIO DE PESQUISA EM EDUCAÇÃO DA REGIÃO SUL – ANPED Sul, 9., 2012. [Trabalho apresentado...]. Caxias do Sul: ANPED Sul, 2012. Disponível em: [http://www.ucs.br/etc/conferencias/index.php/anpedsul/9anpedsul/paper/vi](http://www.ucs.br/etc/conferencias/index.php/anpedsul/9anpedsul/paper/viewFile/2782/286)ewFile/2782/286. Acesso em: out. 2021.

ROGERS, F.; HUDDLE, P. A.; WHITE, M. D. Using a Teaching Model to Correct Known Misconceptions in Electrochemistry. **Journal of Chemical Education**, Easton, n. 1, p. 104-110, 2000.

RUNO, J. R.; PETERS, D. G. Climbing a Potential Ladder to Understanding Concepts in Electrochemistry. **Journal of Chemical Education**, Easton, v. 70, n. 9, p. 708-713, 1993.

SANDERS, R. W.; CRETTOLE, G. L.; BROWN, J. D.; PLUMMER, P. T.; SCHENDORF, T. M.; OLIPHANT, A.; SWITHENBANK, S. B.; FERRANTE, R. F.; GRAY, J. P. Teaching Electrochemistry in the General Chemistry Laboratory through Corrosion Exercises. **Journal of Chemical Education**, Easton, n. 5, p. 842-846, 2018.

SANGER, M. J.; DANNER, M. Aqueous Ammonia or Ammonium Hydroxide? Identifying a Base as Strong or Weak. **Journal of Chemical Education**, Easton, n. 11, p. 1213-1216, 2010.

SANGER, M. J.; GREENBOWE, T. J. An Analysis of College Chemistry Textbooks As Sources of Misconceptions and Errors in Electrochemistry. **Journal of Chemical Education**, Easton, n. 6, p. 853-860, 1999.

SANGER, M. J.; GREENBOWE, T. J. Common student misconceptions in electrochemistry: galvanic, electrolytic and concentration cells. **Journal of Research in Science Teaching**, New York, v. 34, n. 4, p. 377-398, 1997a.

SANGER, M. J.; GREENBOWE, T. J. Students' Misconceptions in Electrochemistry: Current Flow in Electrolyte Solutions and the Salt Bridge. **Journal of Chemical Education**, Easton, v. 74, n. 7, p. 819-823, 1997b.

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**, São Paulo, n. 4, p. 258-266, 2018.

SANTOS-JÚNIOR, J. B.; BENEDETTI-FILHO, E.; CAVAGIS, A. D. M.; ANUNCIAÇÃO, E. A. Um estudo comparativo entre a atividade experimental e a simulação por computador na aprendizagem de eletroquímica. **Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias: Revista de Investigación y Experiencias Didácticas**, Barcelona, v. 15, p. 312-330, 2016.

SCHNETZLER, R. P. A pesquisa em ensino de química no Brasil: conquistas e perspectivas. **Química Nova**, São Paulo, v. 25, Supl. 1, p. 14-24, 2002.
SILVA JUNIOR, J. N., LIMA, M. A. S., SOUSA E. H. S., ALEXANDRE, F. S. O. e LEITE JUNIOR, A. J. KinChem: A Computational Resource for Teaching and Learning Chemical Kinetics. **Journal of Chemical Education**, Easton, v. 4, n. 91, p. 2203-2205, 2014.

SILVA, A. F.; SOARES, T. R. S.; AFONSO, J. C. Gestão de Resíduos de Laboratório: Uma Abordagem para o Ensino Médio. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 1, p. 37-42, 2010.

SILVEIRA, L. F.; NUNES, P.; SOARES, A. C. Simulações virtuais em química. **Revista de Educação, Ciência e Cultura**, Canoas, v. 18, n. 2, p. 131-148, 2013.

SILVEIRA, M. M. S.; ALVES, V. A.; SILVA, L. A. Explorando as Potencialidades da Experimentação a partir de Células Eletrolítica e a Combustível como Recurso Didático na Sala de Aula do Ensino Médio. **Revista Virtual de Química**, Niterói, n. 3, p. 756-768, 2021.

SILVEIRA, M. M. S.; LIMA, R. H.; BERNARDES, G. S.; ALVES, V. A.; SILVA, L. A. Células eletrolítica e a combustível confeccionadas com materiais alternativos para o ensino de eletroquímica. **Química Nova**, São Paulo, n. 1, p. 118-127, 2021.

SILVEIRA, N. J.; SOUSA, J. F.; TEIXEIRA, J. F.; SILVA, L. A.; ALVES, V. A. Ensino de eletroquímica no ensino médio por meio de uma atividade experimental com abordagem de equilíbrios simultâneos de óxido-redução e de complexação. **Química Nova na Escola**, São Paulo. *No prelo*.

SKOOG, D. A.; WEST, D. M.; HOLLER, F. J.; CROUCH, S. R. **Fundamentos de Química Analítica**. São Paulo: Cengage Learning Brasil, 2015.

SOUZA, L. D. de; SILVA, B. V.; ARAUJO NETO, W. N.; REZENDE, M. J. C. Tecnologias Digitais no Ensino de Química: Uma Breve Revisão das Categorias e Ferramentas Disponíveis. **Revista Virtual Química**, Niterói, v. 13, n. 3, p. 713-746, 2021.

TAN, S. Y.; CHIA, V. Y. Y.; HÖLTTÄ-OTTO, K.; ANARIBA, F. Teaching the Nernst equation and faradaic current through the use of a designette: an opportunity to strengthen key electrochemical concepts and clarify misconceptions. **Journal of Chemical Education**, Easton, n. 8, p. 2238–2243, 2020.

TEIXEIRA JÚNIOR, J. G. **Formação Docente**: Conhecimento do Conteúdo Específico: Se eu não entendo, como posso explicar? 2007. 118f. Dissertação ((Mestrado em Ciências Exatas e da Terra) - Universidade Federal de Uberlândia, Uberlândia, 2007.

TÜYSÜS, C. The Effect of the Virtual Laboratory on Students' Achievement and Attitude in Chemistry. **International Online Journal of Educational Sciences**, v. 2, n. 1, p. 37-53, 2010.

VENTURI, G.; JUNCKES, E. S.; MARTIN, M. G. M. B.; OLIVEIRA, B. R. M. Dificuldades de ingressantes de um curso de licenciatura em química sobre conceitos da eletroquímica: um desafio para o ensino superior. **Química Nova**, São Paulo, n. 6, p. 766-772, 2021.

APÊNDICE A – Explorando células galvânicas usando simulação por computador

Procedimento para utilização do simulador:

Vamos começar!

Acesse o *link*: <http://amrita.olabs.edu.in/?sub=73&brch=8&sim=153&cnt=4>

Aparecerá a imagem abaixo:

amrita.olabs.edu.in/?sub=73&brch=8&sim=153&cnt=4
you are here-> home-> chemistry-> class 12-> determination of emf of a cell

Determination of EMF of a Cell

Theory Procedure Simulator Animation Video Viva voce Resources Feedback

Developed by Amrita University Under research grant from Department Of Electronics & Information Technology

Fonte: <http://amrita.olabs.edu.in/?sub=73&brch=8&sim=153&cnt=4>

- ✓ Usando o controle deslizante, selecione a temperatura: 25 °C.
- ✓ Na opção 'Selecionar eletrodo', selecione o ânodo na lista suspensa: zinco.
- ✓ Usando o controle deslizante, selecione a concentração do eletrólito na parte anódica: 0,1 mol/L.
- ✓ Na opção 'Selecionar eletrodo', selecione o cátodo na lista suspensa: cobre.
- ✓ Usando o controle deslizante, selecione a concentração do eletrólito na parte catódica: 0,1 mol/L.
- ✓ Anote no quadro abaixo o valor do potencial da célula, fornecida pelo voltímetro.
- ✓ Anote a semi-reação anódica:
Resposta esperada: $\text{Zn(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
- ✓ Anote a semi-reação catódica:

Resposta esperada: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$

✓ Anote a reação redox global que ocorre na célula eletroquímica:

Resposta esperada: $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$

✓ Clique no botão 'Reiniciar' e refaça a experiência para completar o quadro abaixo.

Concentração da solução de ZnSO_4 (mol/L)	Concentração da solução de CuSO_4 (mol/L)	Potencial da célula (V)
0,1	0,1	+1,100
0,08	0,1	+1,103
0,06	0,1	+1,107
0,04	0,1	+1,112
0,02	0,1	+1,121
0,01	0,1	+1,130
0,1	0,1	+1,100
0,1	0,08	+1,097
0,1	0,06	+1,093
0,1	0,04	+1,088
0,1	0,02	+1,079
0,1	0,01	+1,070

Fonte: <http://amrita.olabs.edu.in/?sub=73&brch=8&sim=153&cnt=2>. Adaptado pela Autora, 2014.

✓ Faça conclusões a partir do quadro completo.

Resposta esperada: Esse resultado pode ser interpretado de acordo com o Princípio de Le Chatelier. O potencial da célula (tendência da reação ocorrer) aumenta com a diminuição da concentração do eletrólito no ânodo (Zn^{2+}), ou seja, com a diminuição da concentração do produto. O potencial da célula (tendência da reação ocorrer) diminui com a diminuição da concentração do eletrólito no cátodo (Cu^{2+}), ou seja, com a diminuição da concentração do reagente.

Esta abordagem qualitativa, de acordo com o Princípio de Le Chatelier, permite contornar a tarefa de usar a equação de Nernst para descobrir como o potencial da célula varia para diferentes concentrações (ou pressões) de reagentes e produtos (RUNO; PETERS, 1993).

APÊNDICE B – Guia de montagem e utilização do kit experimental de eletroquímica pelos alunos

A partir do enunciado da questão do IME abaixo, monte a célula eletroquímica da fotografia mostrada na Figura 1 e, seguindo o procedimento descrito, faça as medições e os cálculos necessários e complete o Quadro 1 com as informações solicitadas.



6. Sabe-se que o íon cobre (II) tem tendência a reagir quase que totalmente com a amônia, em meio aquoso, formando o íon $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$. A constante de equilíbrio dessa reação, denominada **constante de formação** (K_f), permite avaliar a estabilidade desse íon na solução.

Considere uma célula voltaica, a 25 °C, em que uma semicélula é constituída por uma haste de cobre mergulhada em 50,0 mL de solução aquosa 0,20 mol/L de $CuSO_4$ e a outra por uma haste de ferro mergulhada em 50,0 mL de solução aquosa 0,25 mol/L de $FeSO_4$. Adicionando-se 50,0 mL de solução aquosa 2,80 mol/L de NH_3 ao compartimento que contém $CuSO_4$, obtém-se uma **fem** de 0,387 V na célula. Determine a constante de formação do $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$

Fonte: <http://poliedroresolve.sistemapoliedro.com.br/#/resolucao/IME/2019/526>

Figura 1 - *Kit* experimental de eletroquímica para a determinação da constante de equilíbrio, K_f , de uma reação química de complexação. (a) Antes da adição de solução de amônia comercial e (b) após a adição de solução de amônia comercial.



Fonte: Da Autora, 2021.

Procedimento experimental:

❶ Visando tornar a montagem experimental menos impactante ao meio ambiente, e evitar acidentes, algumas alterações foram realizadas no *kit* experimental para ilustrar a questão do IME. Substituiu-se uma das semicélulas (reservatório do ânodo) por uma barra de zinco, mergulhada em uma solução de sulfato de zinco $0,025 \text{ mol L}^{-1}$, ao invés de uma barra de ferro mergulhada numa solução de sulfato ferroso $0,25 \text{ mol L}^{-1}$. A dissolução do sulfato ferroso requer a utilização de ácido concentrado, enquanto o sulfato de zinco é dissolvido somente na presença de água. A vantagem dessa substituição é a eliminação de uso de ácido concentrado. Além disso, o zinco metálico pode ser obtido a partir de pilhas exauridas.

❷ A célula eletroquímica deve ser montada, transferindo-se $10,00 \text{ mL}$ de solução de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $0,020 \text{ mol L}^{-1}$ e $10,00 \text{ mL}$ de solução de $\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $0,025 \text{ mol L}^{-1}$ para os frascos coletores da esquerda e da direita, respectivamente.

Notar que essas soluções são dez vezes mais diluídas do que as soluções utilizadas na questão do IME. Além disso, nessa atividade experimental, será utilizada $10,00 \text{ mL}$ de cada solução, ao invés de $50,00 \text{ mL}$, como na questão do IME. Essa alteração do sistema tem o objetivo de reduzir a quantidade de rejeitos gerados, e assim contribuir com uma conscientização do alunato com relação à preocupação com o meio ambiente nas suas atitudes, seja dentro ou fora da escola. Também é importante mencionar que os valores de potencial de célula medidos não são afetados pelo volume de solução utilizado.

❸ Mergulhar a placa de cobre e o zinco extraído de pilhas exauridas, nos compartimentos da esquerda e da direita, respectivamente. Os metais foram previamente polidos com palha de aço, lavados com água destilada e secos com papel higiênico. Usar uma tira de papel de coador de café, embebida com uma solução comercial de soro fisiológico, para conectar os dois reservatórios.

- 4 Conectar as extremidades metálicas dos cabos do multímetro em cada um dos polos da seguinte maneira: a extremidade metálica da ponta vermelha (polo positivo) no eletrodo de cobre e a extremidade metálica da ponta preta (polo negativo) nos terminais do zinco. Ajustar a escala de 20 V do multímetro, ligar o mesmo e fazer a medição do potencial da célula eletroquímica.
- 5 Em seguida, dar sequência às medições. Adicionar 10,00 mL de solução de amônia comercial no reservatório da esquerda. Observar a mudança da coloração da solução nesse reservatório e medir o potencial da célula.
- 6 A partir das medições de potencial da célula oriundas da realização da atividade experimental, e do tratamento dos dados obtidos, quando for o caso, completar a coluna da direita do Quadro 1.

Quadro 1 – Informações solicitadas, referentes ao uso do *kit* experimental, dados obtidos experimentalmente, e resultados, a partir do seu tratamento.

Informação solicitada	Resposta esperada dos estudantes
Ânodo	bastão de zinco
Cátodo	placa de cobre
Solução no compartimento do ânodo	10,00 mL de $ZnSO_4 \cdot H_2O$ 0,025 mol L ⁻¹
Solução no compartimento do cátodo	10,00 mL de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 0,020 mol L ⁻¹
Semi-reação anódica	$Zn_{(s)} \rightleftharpoons Zn_{(aq)}^{2+} + 2e^-$
Semi-reação catódica	$Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$
Reação redox global (equilíbrio de oxirredução)	$Cu_{(aq)}^{2+} + Zn_{(s)} \rightleftharpoons Cu_{(s)} + Zn_{(aq)}^{2+}$
Potencial da célula medido (antes da adição de solução de amônia)	1,09 V
Potencial da célula calculado (antes da adição de solução de amônia)	1,10 V
Potencial da célula medido (após a adição de 10,00 mL de solução de amônia comercial 3,41 mol L ⁻¹ no compartimento do cátodo)	0,67 V
Reação de formação de complexo (equilíbrio de complexação)	$Cu_{(aq)}^{2+} + 4NH_{3(aq)} \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]_{(aq)}^{2+}$
[Cu ²⁺] obtida experimentalmente	$6,6 \times 10^{-17}$ mol L ⁻¹
[Cu ²⁺] obtida na questão do IME	$2,5 \times 10^{-15}$ mol L ⁻¹
K_f obtida experimentalmente	$2,0 \times 10^{13}$
K_f obtida na questão do IME	$4,0 \times 10^{13}$
K_f esperada (DEAN, 1999)	$2,1 \times 10^{13}$

Fonte: Elaborado pela autora, 2021.

APÊNDICE C – Questionário de avaliação pelos alunos da atividade experimental realizada com os kits

1. No geral, como você avalia a atividade experimental realizada com os *kits*?
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
2. Como você avalia o seu desempenho com relação às interações com o simulador?
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
3. Como você avalia a obtenção e a análise dos dados (em relação à sua facilidade)?
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
4. Como você avalia a utilidade do roteiro disponibilizado pela professora.
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
5. Como você avalia os materiais alternativos utilizados na montagem do *kit* (foi consistente com os objetivos)?
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
6. Como você avalia os resultados do experimento (foram facilmente interpretados)?
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
7. Como você avalia a sua compreensão em relação ao conteúdo teórico estudado?
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
8. Você se sentiu confiante depois de assistir o experimento?
() Sim. () Não. () Não sei.
9. O experimento foi motivador?
() Sim. () Não. () Não sei.
10. Você comparou os seus resultados com os resultados típicos fornecidos (de livros, por exemplo)?
() Sim. () Não.
11. Você acha que fazer experimento de química torna as aulas mais inovadoras e criativas?
() Sim. () Não.
12. Você teve algum problema/dificuldade para realizar o experimento?

13. Há algo que você gostaria de nos dizer?

14. Especifique três problemas / dificuldades que você enfrentou durante o experimento?

15. Descreva três coisas interessantes sobre o *kit* experimental.

APÊNDICE D – Produto educacional, aceito para publicação na revista Química Nova na Escola

O manuscrito envolve o desenvolvimento e a utilização do *kit* experimental de eletroquímica do APÊNDICE B da dissertação.

03/02/2022 20:02

E-mail de UFTM - Universidade Federal do Triângulo Mineiro - [QNEsc] - 67/21V3



VALERIA ALMEIDA ALVES <valeria.alves@uftm.edu.br>

[QNEsc] - 67/21V3

qnesc@sbq.org.br <qnesc@sbq.org.br>
Para: valeria.alves@uftm.edu.br

3 de fevereiro de 2022 19:42

REF.: 67/21V3

Prezado(a) Prof(a). Alves, Valéria,

Comunicamos a V.Sa. que seu manuscrito "Ensino de eletroquímica no ensino médio por meio de uma atividade experimental com abordagem de equilíbrios simultâneos de óxido-redução e de complexação" [REF.: 67/21V3] foi considerado para publicação em Química Nova na Escola, tendo recebido o seguinte parecer:

1. (x) O artigo foi aceito para publicação.

Assessor 1 - Comentários:

Os autores fizeram as alterações sugeridas. O manuscrito será uma boa contribuição no ensino de química. Agradeço o convite para contribuir como assessor. À disposição para quaisquer esclarecimentos.
Att.
Assessor X.

PS.: caso julguem necessário, acrescentem o subtítulo em "Objetivos".

Assessor 1 - Report:

Recomendação Aceito
=====

Ativar o Wi
Acesse Config

Ensino de eletroquímica no ensino médio por meio de uma atividade experimental com abordagem de equilíbrios simultâneos de óxido-redução e de complexação

Visando-se contribuir com o ensino de eletroquímica e de equilíbrio químico na educação básica, o presente trabalho propõe a montagem e a utilização de um *kit* experimental facilmente reprodutível, confeccionado com materiais de fácil acesso, baixo custo e que pode ser utilizado como ferramenta didática para incrementar o processo de ensino e aprendizagem. A inspiração para confecção do *kit* experimental se deu a partir de uma questão do vestibular de 2019 do Instituto Militar de Engenharia (IME), que envolve conceitos de eletroquímica e de equilíbrio químico. A utilização do *kit* culminou na determinação da constante de formação, K_f , do íon complexo $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, cujo valor foi concordante com os valores da literatura e da questão do IME. Este trabalho proporciona, por meio da experimentação, a possibilidade do professor explorar vários conceitos, como reação de óxido-redução, reação de complexação, célula galvânica, equação de Nernst, constante de equilíbrio, entre outros.

Eletroquímica, constante de equilíbrio, experimentação.

Teaching electrochemistry in high school through an experiment involving simultaneous equilibria of oxidation-reduction and complexation

Aiming to contribute to the teaching of electrochemistry and chemical equilibrium in basic education, this work proposes the assembling and use of an experimental kit, easily reproducible, made with easily accessible and low-cost materials, which can be used as a didactic tool to enhance the teaching and learning process. The inspiration for making the experimental kit came from a question from the 2019 entrance exam of the Military Institute of Engineering (IME), which involves concepts of electrochemistry and chemical equilibrium. The use of the kit led to the determination of the formation constant, K_f , of the complex ion $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, whose value was in agreement with the values in the literature, and with the IME question. This work provides, through experimentation, the possibility for the teacher to explore various concepts, such as oxidation-reduction reaction, complexation reaction, galvanic cell, Nernst equation, equilibrium constant, among others.

Electrochemistry, equilibrium constant, experimentation.

Introdução

É notória a dificuldade apresentada pelos alunos do ensino médio no tocante à aprendizagem de eletroquímica, dado que isso envolve um raciocínio complexo e elaborado por parte dos estudantes, além de uma visão macroscópica (Barreto *et al.*, 2017).

Alguns assuntos de eletroquímica relacionados às dificuldades, equívocos ou concepções alternativas apresentadas pelos estudantes são: oxidação e redução, ânodo e cátodo, corrente elétrica, ponte salina, diferença de potencial, funcionamento das pilhas eletroquímicas e potencial padrão de eletrodo (Sanders *et al.*, 2018; Venturi *et al.*, 2021).

Décadas se passaram e, infelizmente, praticamente as mesmas dificuldades, equívocos ou concepções alternativas observadas nas relações de ensino e aprendizagem em eletroquímica ainda persistem (Bradley e Ogude, 1996; Sanger; Greenbowe, 1999; Özkaya, 2002; Cullen e Pentecost, 2011).

Nesse contexto, e considerando a importância da eletroquímica para o desenvolvimento científico e tecnológico, é relevante buscar métodos alternativos para facilitar o seu ensino e a sua compreensão, relacionando os fenômenos químicos com o cotidiano dos estudantes (Santos *et al.*, 2018).

Para o entendimento dos sistemas químicos pelos estudantes, é importante que eles façam conexões entre três níveis representacionais: macroscópico, microscópico e simbólico. As atividades experimentais permitem que os estudantes observem reações químicas no nível macroscópico; a simulação por computador ou animações se enquadram no nível microscópico, enquanto gráficos, equações químicas e matemáticas, e símbolos químicos são exemplos de representações simbólicas (Greenbowe, 1994; Arini; Santos e Torres, 2021).

Dessa forma, a proposição de modelos feitos com material concreto (Cullen e Pentecost, 2011), o uso de simulação por computador (Greenbowe, 1994; Sanger; Greenbowe, 1997; Rogers; Huddle e White, 2000; Santos-Júnior *et al.*, 2016), ou mesmo o uso de *kits* experimentais (Santos-Júnior *et al.*, 2016; Diniz *et al.*, 2020; Diniz; Silva; Alves, 2020; Silveira *et al.*, 2021; Silveira; Alves; Silva, 2021; Arini; Santos; Torres, 2021) visam contribuir para um ensino de eletroquímica mais eficiente. A experimentação proporciona a relação indissociável entre teoria e prática (Reginaldo; Sheid; Güllich, 2012).

No entanto, a ocorrência de atividades experimentais nas aulas de ciências e de química no ensino médio ainda não atingem níveis desejáveis (Lisbôa, 2015) por diversas razões, como a falta de recursos materiais para os professores na escola ou mesmo o seu despreparo para trabalhar com essas atividades (Santos-Júnior *et al.*, 2016).

Assim, o presente trabalho propõe a montagem e a utilização de um *kit* experimental a partir da Questão 6 do vestibular de 2019 do Instituto Militar de Engenharia (IME), descrita na Figura 1, que envolve vários conceitos de eletroquímica e de equilíbrio químico.

=====

Figura 1

=====

O *kit* experimental apresentado neste trabalho pode ser facilmente montado e utilizado, mesmo em escolas que não possuem laboratório, promovendo o incentivo a esse tipo de atividade.

Além disso, a atividade experimental proposta pode contribuir para a superação de concepções alternativas e equivocadas apresentadas pelos estudantes do ensino médio sobre vários conceitos de eletroquímica, os quais ingressam no ensino superior com pouca ou nenhuma base conceitual de eletroquímica (Venturi *et al.*, 2021).

O professor, por sua vez, pode explorar vários conceitos, como reação de óxido-redução, reação de complexação, célula galvânica, equação de Nernst, constante de equilíbrio, entre outros.

O Princípio de Le Chatelier e o equilíbrio eletroquímico

Essa seção propicia a abordagem do equilíbrio eletroquímico a partir da extensão do Princípio de Le Chatelier, mostrando que o mesmo também pode ser aplicado aos equilíbrios eletroquímicos.

Essa abordagem, apesar de ser tratada num artigo não muito recente do *Journal of Chemical Education* para um outro sistema eletroquímico (Runo e Peters, 1993), não tem sido explorada nos livros texto ou em artigos da área de eletroquímica. Dessa forma, trata-se de uma contribuição do presente artigo para uma melhor compreensão do equilíbrio eletroquímico.

A questão do IME também envolve o equilíbrio de complexação e a determinação da constante de estabilidade do complexo tetra(amin)cobre (II), $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, o que somente é possível devido à montagem da célula eletroquímica e das medidas realizadas de potencial da célula, por isso o equilíbrio eletroquímico é o principal foco do presente trabalho.

Importante mencionar que, na atividade experimental proposta, a célula galvânica se encontrará em condição de equilíbrio eletroquímico, pois o multímetro impõe uma resistência à passagem de corrente elétrica, de modo que $I \approx 0$, ou seja, o equilíbrio eletroquímico é estabelecido (Özkaya, 2002).

Vale ressaltar que o estado de equilíbrio químico só será estabelecido quando o fluxo de elétrons for permitido e o potencial da célula atingir 0 V (Özkaya, 2002; Skoog *et al.*, 2015). O estado de equilíbrio químico é uma situação particular do equilíbrio eletroquímico (Özkaya, 2002).

Dessa forma, a diferença de potencial medida usando o multímetro corresponde ao potencial da célula sob condições de equilíbrio eletroquímico.

Pode-se usar uma escada de potencial para determinar qual semi-célula corresponde ao ânodo e qual semi-célula corresponde ao cátodo. Observa-se as duas semi-reações em uma escada de potencial, Fig. 2(a), da seguinte maneira: para uma célula galvânica, o degrau inferior (semi-reação) é sempre o ânodo, e o degrau superior (semi-reação) é sempre o cátodo (Runo e Peters, 1993).

=====

Figura 2

=====

Além de identificar os eletrodos, pode-se calcular o potencial da célula por meio da diferença entre os valores de potencial das semi-reações (degraus) da escada: $0,34 - (-0,76) = 1,10$ V. Este valor corresponde ao valor do potencial padrão da reação global da célula $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{Zn}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}_{(aq)}^{2+}$.

Pode-se usar uma escada de potencial para prever como mudanças na concentração de uma ou mais espécies em uma célula galvânica afetarão o seu potencial. Sempre que a concentração de um reagente em uma semi-reação aumenta, a força motriz da semi-reação no sentido direto aumenta. Isso torna o potencial maior e, portanto, aumenta a posição da semi-reação (degrau) na escada (Runo e Peters, 1993).

Se a semi-reação envolvida for o degrau superior (cátodo), a distância entre as duas semi-reações (degraus) na escada torna-se maior, aumentando assim o potencial da célula. Se a semi-reação inferior (ânodo) for a envolvida, a distância entre as duas semi-reações (degraus) diminui, ou seja, o potencial da célula diminui (Runo e Peters, 1993).

O mesmo tipo de análise pode ser feita considerando a diminuição da concentração de um reagente ou o aumento da concentração de um produto, numa dada semi-reação, anódica ou catódica.

A partir do diagrama de escada (Fig. 2), mostrando as posições relativas do potencial do ânodo e do cátodo de uma célula galvânica, é possível verificar que o potencial da célula é 1,10 V quando todas as espécies estão presentes em concentrações de 1 mol L^{-1} , Fig. 2(a); **maior que 1,10 V se a $[\text{Cu}^{2+}]$ aumentar**, Fig. 2(b); **menor que 1,10 V se a $[\text{Zn}^{2+}]$ aumentar**, Fig. 2(c); **menor que 1,10 V se a $[\text{Cu}^{2+}]$ diminuir**, Fig. 2(d); e **maior que 1,10 V se a $[\text{Zn}^{2+}]$ diminuir**, Fig. 2(e).

Os diferentes segmentos de linha mostram as tendências qualitativas. Esta abordagem é uma extensão do Princípio de Le Chatelier para células galvânicas em equilíbrio eletroquímico e permite contornar a tarefa de usar a equação de Nernst para descobrir como o potencial da célula varia para diferentes concentrações de reagentes e produtos (Runo e Peters, 1993).

O objetivo do presente trabalho é a montagem de um *kit* experimental de baixo custo para uso como ferramenta didática no ensino de eletroquímica e equilíbrio químico, na educação básica.

Procedimento

Materiais e equipamentos necessários para montagem do kit experimental

Com o objetivo de proporcionar um maior envolvimento dos estudantes na montagem do *kit* experimental e pensando no reaproveitamento de materiais do seu cotidiano, propõe-se a montagem do *kit* experimental a partir dos materiais e reagentes alternativos apresentados no Quadro 1.

A Figura 3 mostra a fotografia da configuração final do aparato utilizado nesse trabalho para a montagem do *kit* experimental, a partir dos itens listados no Quadro 1.

Quadro 1	Figura 3
----------	----------

Preparo das soluções do kit experimental

A solução de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $0,020 \text{ mol L}^{-1}$ foi preparada pesando-se $0,499 \text{ g}$ desse sal em um béquer de 100 mL . O sal foi então dissolvido com um pouco de água destilada no próprio béquer, com auxílio de um bastão de vidro. Após isso, transferiu-se essa solução para um balão volumétrico de 100 mL , com auxílio de um funil de vidro, e completou-se o volume do balão volumétrico com água destilada.

A solução de $\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $0,025 \text{ mol L}^{-1}$ foi preparada pesando-se $0,449 \text{ g}$ desse sal em um béquer de 100 mL , e então foi realizado o mesmo procedimento descrito para o preparo da solução de sulfato de cobre. O cálculo das massas para o preparo das soluções de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ e de $\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ levou em consideração a pureza dos sais alternativos (ver Quadro 1).

Montagem do kit experimental para elucidar a questão do IME

Visando tornar a montagem experimental menos impactante ao meio ambiente e buscando também evitar acidentes, algumas alterações foram realizadas no *kit* experimental para ilustrar a questão do IME.

Substituiu-se uma das semi-células (reservatório do ânodo) por zinco metálico mergulhado em uma solução de sulfato de zinco $0,025 \text{ mol L}^{-1}$, ao invés de uma barra de ferro mergulhada numa solução de sulfato ferroso $0,25 \text{ mol L}^{-1}$.

A dissolução do sulfato ferroso requer a utilização de ácido concentrado, enquanto o sulfato de zinco é dissolvido somente na presença de água. A vantagem dessa substituição é a eliminação de uso de ácido concentrado.

O zinco metálico pode ser obtido a partir de pilhas esgotadas, as quais os estudantes podem trazer de casa para obter o eletrodo de zinco. Ou, se houver tempo, o professor pode realizar essa etapa durante a aula. Importante ressaltar que essa modificação permite abordar os conceitos e dar os subsídios necessários para a resolução da questão do vestibular do IME.

Nessa atividade experimental, foram utilizados 10,00 mL de cada solução, ao invés de 50,00 mL, bem como soluções dos sais 10 vezes mais diluídas. Essas alterações do sistema têm o objetivo de reduzir a quantidade de rejeitos gerados, e assim contribuir com uma conscientização do estudante com relação à preocupação com o meio ambiente nas suas atitudes, seja dentro ou fora da escola. Importante mencionar que os valores de potencial medidos não são afetados pelo volume de solução utilizado.

A célula eletroquímica foi montada transferindo-se 10,00 mL de solução de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $0,020 \text{ mol L}^{-1}$ e 10,00 mL de solução de $\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $0,025 \text{ mol L}^{-1}$ para os frascos coletores da esquerda e da direita, respectivamente, medidos usando pipeta de 10 mL.

A placa de cobre e o zinco extraído de pilhas esgotadas foram mergulhados nos compartimentos da esquerda e da direita, respectivamente. Conectou-se os dois reservatórios com uma tira de papel de coador de café, embebida com uma solução comercial de soro fisiológico.

As extremidades metálicas dos cabos do multímetro foram então conectadas a cada um dos polos da seguinte maneira: a extremidade metálica da ponta vermelha (polo positivo) no eletrodo de cobre e a extremidade metálica da ponta preta (polo negativo) no eletrodo de zinco. O multímetro foi ajustado na escala de 2000 mV, ligado e então realizou-se a medição do potencial da célula eletroquímica

Finalmente, adicionou-se 10,00 mL de solução de amônia comercial no reservatório da esquerda, medidos usando pipeta de 10 mL, e fez-se nova medição do potencial da célula eletroquímica.

As medidas de potencial foram realizadas utilizando-se um multímetro digital portátil (Minipa/ET-1100A). A temperatura do ambiente e das soluções durante a realização do experimento foi de 25 °C.

Para validar o experimento, as medidas de potencial da célula eletroquímica – antes e após a adição de solução de amônia comercial – foram realizadas para cinco diferentes *kits* experimentais. A partir do tratamento dos dados, foi possível obter os valores de desvio (s) e de erro relativo (E_r).

Vale ressaltar que essa atividade experimental pode ser utilizada pelo professor no ensino de eletroquímica e de equilíbrio químico de acordo com a metodologia pedagógica de sua preferência, e considerando no seu planejamento o número de aulas disponíveis com a turma.

Descarte dos resíduos produzidos no experimento e recomendação de segurança

A maior parte dos materiais utilizados no *kit* experimental é oriunda de descarte. Caso se opte por realizar a obtenção do zinco metálico de pilhas descarregadas, os resíduos da pilha devem ser descartados num posto de coleta de pilhas descarregadas.

Recomenda-se o uso de luvas durante todo o tempo para evitar o contato desnecessário com as soluções de sulfato de cobre, de sulfato de zinco e de amônia comercial, bem como para se proteger de cortes caso seja realizada a abertura da pilha para utilização do zinco.

A solução de sulfato de cobre pode causar irritação respiratória e é prejudicial à saúde, se ingerida (Tan *et al.*, 2020). A solução de sulfato de zinco 1,0 mol L⁻¹ causa irritação leve na pele, devendo-se evitar esse tipo de contato (Cullen e Pentecost, 2011).

Recomenda-se o uso de máscara devido aos odores tóxicos desprendidos pela solução de amônia comercial. Recomenda-se o uso de jaleco e de óculos de proteção durante os experimentos.

Se for possível, recomenda-se que as soluções, após uso, sejam coletadas em frascos etiquetados e enviadas para o setor de tratamento de resíduos químicos da instituição.

Alternativamente, no caso de escolas que não possuem qualquer tipo de laboratório de ciências ou local adequado para descarte ou armazenamento dos resíduos químicos gerados, sugere-se que as soluções contendo íons cobre e zinco sejam tratadas. O tratamento proposto é simples, e tem como foco a gestão e o tratamento de resíduos químicos para o ensino médio (Silva; Soares e Afonso, 2010).

O procedimento resulta na segregação dos resíduos, na forma de hidróxido de zinco e de cobre metálico, possibilitando inclusive que sejam reaproveitados em novos experimentos. Isso

implica em redução de gastos e do impacto ambiental relacionados às aulas experimentais de química (Silva; Soares e Afonso, 2010).

Vale ressaltar que, tendo em vista que os íons cobre estão complexados com a amônia, recomenda-se a adição de algumas gotas de solução de ácido nítrico 6 mol L⁻¹ (ou de ácido clorídrico 6 mol L⁻¹), a fim de desestabilizar o complexo, antes de aplicar o tratamento do resíduo apresentado na literatura (Silva; Soares e Afonso, 2010).

Resultados e discussão

Após a montagem da célula eletroquímica, conforme descrito anteriormente e apresentado na Figura 4(a), o valor medido de potencial foi de 1135 mV.

Com a adição de solução de amônia no compartimento do eletrodo de cobre, observou-se a coloração azul intensa da solução nesse reservatório, devido à ocorrência da reação $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 4\text{NH}_{3(aq)} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_{(aq)}^{2+}$, confirmando a formação do íon tetra(amin)cobre (II).

O potencial medido foi de 670 mV, Fig. 4(b), ou seja, diminuiu.

=====

Figura 4

=====

A partir dessa medida de potencial, determinou-se a constante de formação, K_f , do íon complexo $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Na célula eletroquímica, o cobre reduz ao passo que o zinco oxida. Para o equilíbrio de óxido-redução $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{Zn}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}_{(aq)}^{2+}$ a Equação de Nernst pode ser escrita da seguinte forma (Tan *et al.*, 2020):

$$E_{célula} = E_{célula}^o - \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} \right)$$

$$E_{célula} = (E_{cátodo}^{o,red} - E_{ânodo}^{o,red}) - \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} \right)$$

$$0,670 = (0,340 - (-0,760)) - \frac{0,059}{2} \log \frac{0,025}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$0,670 = 1,100 - \frac{0,059}{2} \log \frac{0,025}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$-0,430 = -0,0295 \log \frac{0,025}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$10^{14,58} = \frac{0,025}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 6,58 \times 10^{-17} \text{ mol L}^{-1}$$

No equilíbrio de complexação: $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 4\text{NH}_{3(aq)} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}_{(aq)}$

	$[\text{Cu}^{2+}]$	$[\text{NH}_3]$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
Início	0,01 mol L ⁻¹	1,7 mol L ⁻¹	0
Reagiu/Formou	-0,01 mol L ⁻¹	-0,04 mol L ⁻¹	+0,01 mol L ⁻¹
Equilíbrio	6,58x10 ⁻¹⁷ mol L ⁻¹	1,66 mol L ⁻¹	0,01 mol L ⁻¹

Por fim, calculou-se o valor de K_f :

$$K_f = \frac{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4}$$

$$K_f = \frac{(0,01)}{6,58 \times 10^{-17} \cdot (1,66)^4}$$

$$K_f = 2,0 \times 10^{13}$$

Na equação de Nernst, $E_{\text{cátodo}}^o$ e $E_{\text{ânodo}}^o$ são os valores de potencial padrão de eletrodo das semi-reações que ocorrem no cátodo e no ânodo; R é a constante do gás ideal, 8,314 J K⁻¹ mol⁻¹; F é a constante de Faraday, 96485 C mol⁻¹; T é a temperatura em Kelvin, 298 K; e n é o número estequiométrico de mols de elétrons transferidos na reação.

O termo do logaritmo natural (ln) se refere às atividades dos reagentes e produtos, elevadas aos expoentes correspondentes. Para converter o logaritmo natural para logaritmo na base 10, utiliza-se a relação $\ln = 2,303 \log$.

A atividade expressa a concentração efetiva de uma espécie em condições não ideais, que corresponde ao potencial químico efetivo de uma solução (Elgrishi *et al.*, 2018; Tan *et al.*, 2020). No caso de soluções diluídas, as atividades podem ser substituídas por concentração, em mol L⁻¹. No presente caso, considerou-se concentração ao invés de atividade. As atividades dos reagentes e produtos no estado sólido são iguais a 1.

O Quadro 2 apresenta todos os dados experimentais obtidos para os cinco kits experimentais de eletroquímica. As medidas de potencial da célula, antes e após a adição de amônia, mostraram-se reprodutíveis, pois os valores de desvio foram baixos.

=====
 Quadro 2
 =====

Os valores de $[\text{Cu}^{2+}]$ e de K_f , calculados conforme exposto, bem como os valores de média, de desvio e de erro relativo, também são apresentados no Quadro 2.

Por meio do tratamento estatístico dos dados experimentais apresentados no Quadro 2, foi possível determinar o valor da constante de formação do íon complexo como sendo $K_f = 3,24 \pm 0,53 \times 10^{13}$, cuja ordem de grandeza está coerente com o valor da literatura, $2,1 \times 10^{13}$ (Dean, 1999) e da questão do IME, $4,0 \times 10^{13}$, permitindo validar o experimento e confirmar a sua credibilidade.

De acordo com Sanger e Danner (2010, p. 1214), um valor de constante de equilíbrio diferente de uma ordem de magnitude do valor esperado pode ser considerado satisfatório. Caso seja necessário calcular o erro relativo, é indicado calcular o E_r para o valor de $\log K$ (para valores altos de K , como é o caso de constantes de formação) ou de pK (para valores baixos de K , como constantes de ionização de ácidos ou bases fracos), e não para o valor de K . Por exemplo, um E_r de 77% para o valor de K , fornece um E_r de 5% para $\log K$.

Os valores de desvio e de erro relativo observados ($E_r = +1,4\%$ em relação ao valor esperado) podem ser atribuídos a erros de medidas experimentais e da precisão do equipamento de medida. Face ao exposto, o valor de K_f obtido experimentalmente pode ser considerado concordante com o valor esperado ($2,1 \times 10^{13}$), disponível na literatura (Dean, 1999).

Apesar dos valores de potencial terem ficado bastante concordantes, devido ao termo logarítmico na equação de Nernst, isso influenciou nos cálculos dos valores de $[\text{Cu}^{2+}]$ e, conseqüentemente, de K_f , produzindo os desvios observados.

Importante ressaltar que a diminuição do potencial medido, de 1,135 V para 0,670 V, após a adição de amônia comercial no reservatório da esquerda, pode ser interpretada de acordo com o Princípio de Le Chatelier, conforme exposto na Introdução. O potencial elétrico da célula (que expressa a tendência da reação redox ocorrer) diminui com a diminuição da concentração do reagente no cátodo (ou seja, de Cu^{2+}).

Na presença de solução de amônia comercial, os íons Cu^{2+} serão consumidos para formação do íon complexo $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ (equilíbrio de complexação), de modo que a queda acentuada da concentração dos íons Cu^{2+} tem como consequência um abaixamento do potencial da reação redox que ocorre na célula eletroquímica (equilíbrio de óxido-redução).

Considerações finais

O *kit* experimental de eletroquímica, construído a partir de materiais de baixo custo e de fácil acesso e desenvolvido a partir da Questão 6 do vestibular do IME 2019, com alguma adaptação, pode ser utilizado em atividades experimentais em instituições de ensino, proporcionando um

ganho pedagógico para os estudantes, ao tornar a aprendizagem desse assunto mais atraente no ensino médio.

O sistema óxido-redução estudado $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{Zn}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}_{(aq)}^{2+}$, em estado de equilíbrio eletroquímico, apresentou uma diminuição da concentração do reagente, Cu^{2+} , após a reação de formação de complexo $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 4\text{NH}_{3(aq)} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_{(aq)}^{2+}$, e a diminuição do potencial da célula, indicando a diminuição da tendência da reação de óxido-redução ocorrer no sentido direto.

A partir da construção do diagrama de escada para o sistema óxido-redução em estudo, foi possível fazer uma relação do seu comportamento com o princípio de Le Chatelier, o qual é essencial no estudo do equilíbrio químico.

Também foi possível determinar a constante de formação do íon complexo tetra(amin)cobre (II), que permite avaliar a estabilidade desse íon na solução e estabelecer comparação com o valor da literatura.

A utilização do *kit* experimental de eletroquímica permite ao professor explorar em suas aulas: i) reação de óxido-redução; ii) células galvânicas; iii) equação de Nernst; iv) princípio de Le Chatelier; e v) evidência de reação de complexação.

Em resumo, o *kit* experimental de eletroquímica possibilita aos professores da educação básica o uso de uma estratégia didática diversificada e inovadora, que pode apresentar eficiência na aprendizagem dos estudantes. Trata-se de uma iniciativa que vai além de aulas exclusivamente expositivas, podendo também contribuir para o incremento do domínio conceitual de eletroquímica por parte desses alunos.

Referências

- ARINI, G. S.; SANTOS, I. V. S. e TORRES, B. B. Uma abordagem de ensino ativo em um experimento de eletrólise. *Química Nova na Escola*, n. 2, p. 176-182, 2021.
- BARRETO, B. S. J.; BATISTA, C. H. e CRUZ, M. C. P. Células eletroquímicas, cotidiano e concepções dos educandos. *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 52-58, 2017.
- BRADLEY, J. D. and OGUDE, N. A. Electrode Processes and Aspects Relating to Cell EMF, Current, and Cell Components in Operating Electrochemical Cells: Precollege and College Student Interpretation. *Journal of Chemical Education*, n. 12, p. 1145-1149, 1996.
- CULLEN, D. M. and PENTECOST, T. C. A model approach to the electrochemical cell: an inquiry activity. *Journal of Chemical Education*, n. 11, p. 1562–1564, 2011.
- DEAN, J. A. *Lange's Handbook of Chemistry*. 5th ed. New York: McGraw-Hill, 1999, p. 924.

- DINIZ, B. P.; ALVES, A. S.; LEMES, L. C.; SILVA, L. A. e ALVES, V. A. Experimentação no ensino de células galvânicas para o Ensino Médio. *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 77-87, 2020.
- DINIZ, B. P.; SILVA, L. A. e ALVES, V. A. Experimentação no ensino de células galvânicas utilizando o método *jigsaw*. *Revista Virtual de Química*, n. 6, p. 1559-1574, 2020.
- ELGRISHI, N.; ROUNTREE, K. J.; MCCARTHY, B. D.; ROUNTREE, E. S.; EISENHART T. T. and DEMPSEY J. L. A Practical Beginner's Guide to Cyclic Voltammetry. *Journal of Chemical Education*, n. 2, p. 197-206, 2018.
- GREENBOWE, T. J. An Interactive Multimedia Software Program for Exploring Electrochemical Cells. *Journal of Chemical Education*, n. 7, p. 555-557, 1994.
- LISBÔA, J. C. F. QNEsc e a Seção Experimentação no Ensino de Química. *Química Nova na Escola*, n. especial 2, p. 198-202, 2015.
- ÖZKAYA, A. R. Conceptual Difficulties Experienced by Prospective Teachers in Electrochemistry: Half-Cell Potential, Cell Potential, and Chemical and Electrochemical Equilibrium in Galvanic Cells. *Journal of Chemical Education*, n. 6, p. 735-738, 2002.
- PACHECO, B. I e FANTIN, C.A. Garrafas PET como alternativa para substituição de materiais de laboratório. Disponível em: <https://www.conic-semesp.org.br/anais/files/2016/trabalho-1000022186.pdf>, acessada em Julho 2021.
- REGINALDO, C. C.; SHEID, N. J. e GÜLLICH, R., I. C. (2012). O ensino de Ciências e a experimentação. *IX Seminário de Pesquisa em Educação da Região Sul – IX ANPED Sul*. Disponível em: <http://www.ucs.br/etc/conferencias/index.php/anpedsul/9anpedsul/paper/viewFile/2782/286>, acessada em Outubro 2021.
- ROGERS, F.; HUDDLE, P. A. and WHITE, M. D. Using a Teaching Model to Correct Known Misconceptions in Electrochemistry. *Journal of Chemical Education*, n. 1, p. 104-110, 2000.
- RUNO, J. R. and PETERS, D. G. Climbing a Potential Ladder to Understanding Concepts in Electrochemistry *Journal of Chemical Education*, n. 9, p. 708-713, 1993.
- SANDERS, R. W.; CRETOL, G. L.; BROWN, J. D.; PLUMMER, P. T.; SCHENDORF, T. M.; OLIPHANT, A.; SWITENBANK, S. B.; FERRANTE, R. F. and GRAY, J. P. Teaching Electrochemistry in the General Chemistry Laboratory through Corrosion Exercises. *Journal of Chemical Education*, n. 5, p. 842-846, 2018.
- SANGER, M. J. and GREENBOWE, T. J. Students' Misconceptions in Electrochemistry: Current Flow in Electrolyte Solutions and the Salt Bridge. *Journal of Chemical Education*, n. 7, p. 819-823, 1997.

SANGER, M. J. and GREENBOWE, T. J. An Analysis of College Chemistry Textbooks As Sources of Misconceptions and Errors in Electrochemistry. *Journal of Chemical Education*, n. 6, p. 853-860, 1999.

SANGER, M. J. and DANNER, M. Aqueous Ammonia or Ammonium Hydroxide? Identifying a Base as Strong or Weak. *Journal of Chemical Education*, n. 11, p. 1213-1216, 2010.

SANTOS, T. N. P.; BATISTA, C. H.; OLIVEIRA, A. P. C. e CRUZ, M. C. P. Aprendizagem ativo-colaborativo-interativa: inter-relações e experimentação investigativa no ensino de eletroquímica. *Química Nova na Escola*, n. 4, p. 258-266, 2018.

SANTOS-JÚNIOR, J. B.; BENEDETTI-FILHO, E.; CAVAGIS, A. D. M. e ANUNCIACÃO, E. A. Um estudo comparativo entre a atividade experimental e a simulação por computador na aprendizagem de eletroquímica. *Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias*, n. 2, p. 312-330, 2016.

SILVA, A. F.; SOARES, T. R. S. e AFONSO, J. C. Gestão de Resíduos de Laboratório: Uma Abordagem para o Ensino Médio. *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 37-42, 2010.

SILVEIRA, M. M. S.; ALVES, V. A. e SILVA, L. A. Explorando as Potencialidades da Experimentação a partir de Células Eletrolítica e a Combustível como Recurso Didático na Sala de Aula do Ensino Médio. *Revista Virtual de Química*, n. 3, p. 756-768, 2021.

SILVEIRA, M. M. S.; LIMA, R. H.; BERNARDES, G. S.; ALVES, V. A. e SILVA, L. A. Células eletrolítica e a combustível confeccionadas com materiais alternativos para o ensino de eletroquímica. *Química Nova*, n. 1, p. 118-127, 2021.

SKOOG, D. A.; WEST, D. M.; HOLLER, F. J. e CROUCH, S. R. *Fundamentos de Química Analítica*. São Paulo: Cengage Learning Brasil, 2015.

TAN, S. Y.; CHIA, V. Y. Y.; HÖLTTÄ-OTTO, K. and ANARIBA, F. Teaching the Nernst equation and faradaic current through the use of a designette: an opportunity to strengthen key electrochemical concepts and clarify misconceptions. *Journal of Chemical Education*, n. 8, p. 2238–2243, 2020.

VENTURI, G.; JUNCKES, E. S.; MARTIN, M. G. M. B. e OLIVEIRA, B. R. M.

Dificuldades de ingressantes de um curso de licenciatura em química sobre conceitos da eletroquímica: um desafio para o ensino superior. *Química Nova*, n. 6, p. 766-772, 2021.

Legendas das figuras e quadro

Figura 1: Questão do vestibular do IME, ano 2019, que inspirou a montagem do *kit* experimental para determinação da K_f de uma reação química de complexação. A resolução dessa questão pode ser encontrada em <http://poliedroresolve.sistemapoliedro.com.br/#/resolucao/IME/2019/526>.
 Fonte: http://www.ime.eb.mil.br/images/arquivos/admissao/cfg/provas-anteriores/2018-2019/CFG_Discursiva_de_Quimica_2018_2019.pdf

Figura 2: Diagrama de escada mostrando as posições relativas do potencial do ânodo e do cátodo de uma célula galvânica. Adaptado de Runo e Peters, 1993.

Figura 3: Itens utilizados para a montagem do *kit* experimental de eletroquímica. (a) soro fisiológico encontrado em farmácia; (b) amônia 5,8%; (c) solução de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $0,020 \text{ mol L}^{-1}$, preparada a partir do sal alternativo; (d) solução de $\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $0,025 \text{ mol L}^{-1}$, preparada a partir do sal alternativo; (e) multímetro digital; (f) tira de papel de coador de café; (g) pipetas de 10 mL; (h) pró-pipeta; (i) frascos coletor universal de 80 mL; (j) retalho de cobre de fiação elétrica; (k) cabos com conexões; (l) zinco metálico extraído de pilha exaurida.

Figura 4: *Kit* experimental de eletroquímica para a determinação da constante de equilíbrio, K_f , de uma reação química de complexação. (a) Antes da adição de solução de amônia comercial e (b) após a adição de solução de amônia comercial.

Quadro 1: Lista de materiais e equipamentos necessários para montagem do *kit* experimental.

Quadro 2: Dados experimentais obtidos, valores de $[\text{Cu}^{2+}]$ e de K_f , para os cinco *kits* experimentais de eletroquímica.

Figuras

6ª QUESTÃO	Valor: 1,0
<p>Sabe-se que o íon cobre (II) tem tendência a reagir quase que totalmente com a amônia, em meio aquoso, formando o íon $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$. A constante de equilíbrio dessa reação, denominada constante de formação (K_f), permite avaliar a estabilidade desse íon na solução.</p> <p>Considere uma célula voltaica, a 25 °C, em que uma semicélula é constituída por uma haste de cobre mergulhada em 50,0 mL de solução aquosa 0,20 mol/L de $CuSO_4$ e a outra por uma haste de ferro mergulhada em 50,0 mL de solução aquosa 0,25 mol/L de $FeSO_4$. Adicionando-se 50,0 mL de solução aquosa 2,80 mol/L de NH_3 ao compartimento que contém $CuSO_4$, obtém-se uma fem de 0,387 V na célula. Determine a constante de formação do $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$</p>	

Figura 1

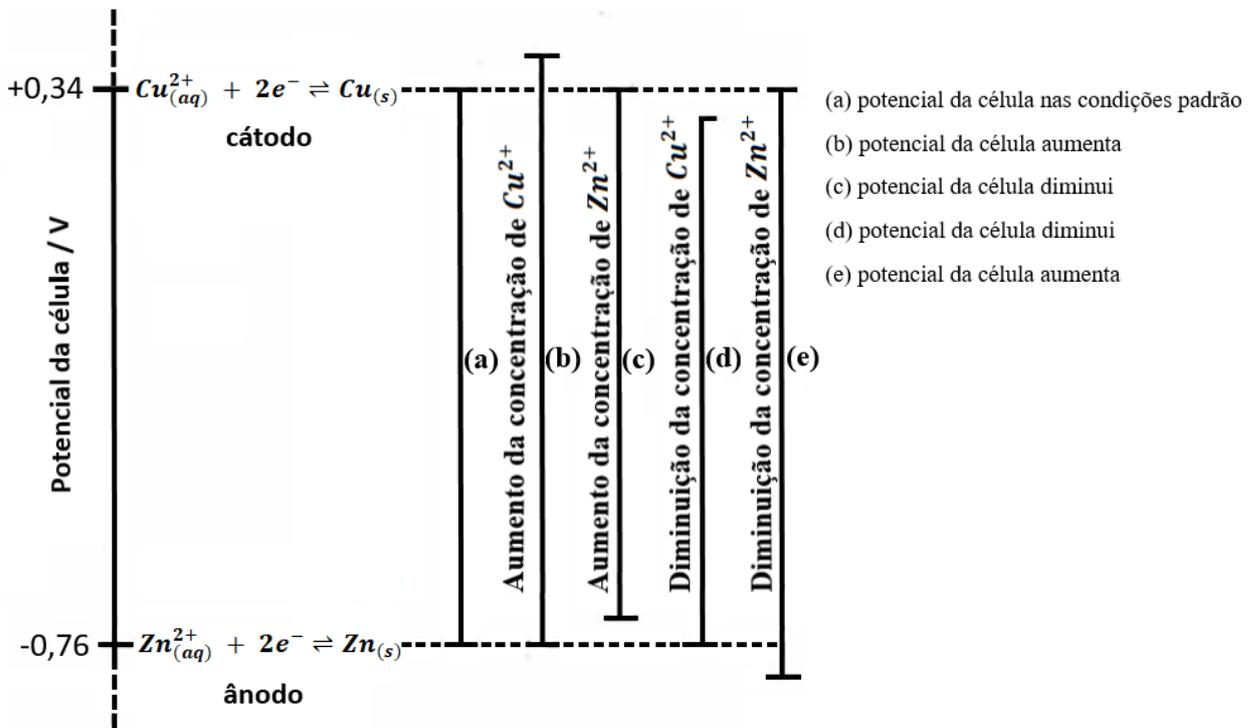


Figura 2

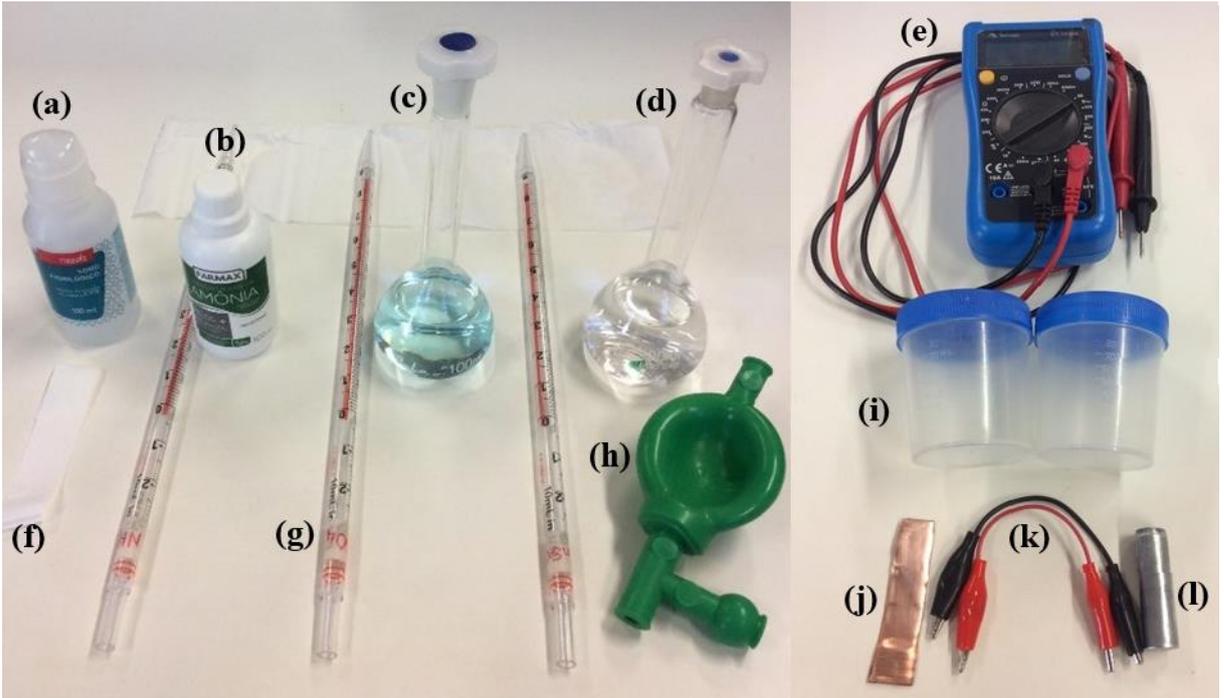


Figura 3

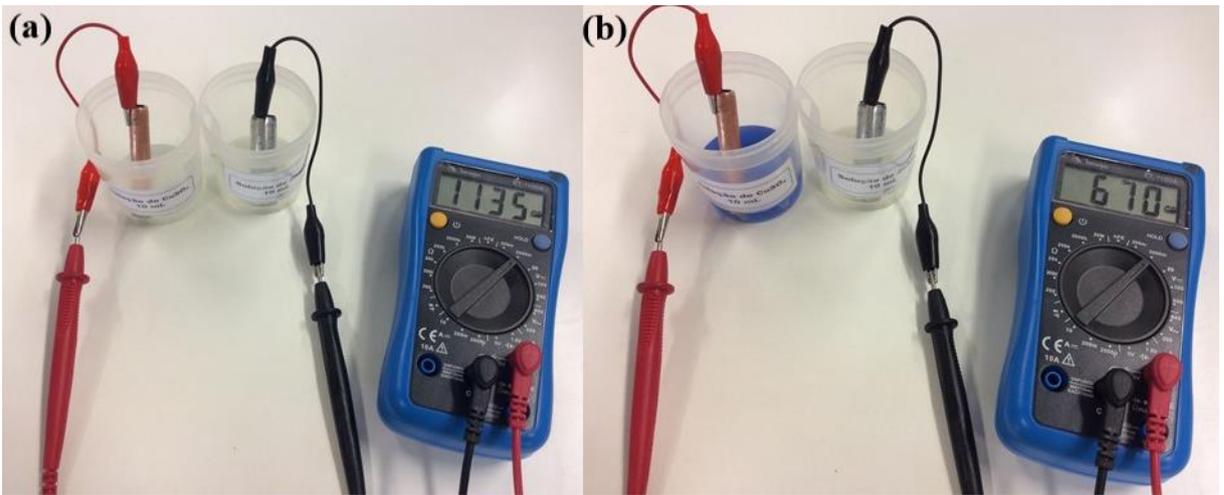


Figura 4

Quadro 1

Materiais de laboratório	Materiais alternativos (de fácil acesso e baixo custo)	Informações adicionais
Agar-agar na presença de cloreto de potássio	Soro fisiológico encontrado em farmácia, ou soro caseiro	A ponte salina alternativa foi preparada a partir de uma tira de coador de café, embebida com soro fisiológico
1 tubo de vidro em forma de U	1 tira de papel de coador de café	
1 placa de cobre	Retalho de cobre de fiação elétrica	Antes do uso, polir os metais com palha de aço, lavar com água destilada e secar com papel higiênico
1 placa de zinco	Zinco metálico extraído de pilha exaurida	
Solução aquosa de amônia P.A., 2,80 mol L ⁻¹	1 frasco de amônia, NH ₃ , 5,8% (= 3,41 mol L ⁻¹)	Encontrado em supermercados
Sulfato de zinco monohidratado, ZnSO ₄ .H ₂ O P.A. Massa molar: 179,45 g mol ⁻¹	Sulfato de zinco monohidratado, ZnSO ₄ .H ₂ O. Massa molar: 179,45 g mol ⁻¹	Encontrado em loja especializada em nutrição animal
Sulfato de cobre pentahidratado, CuSO ₄ .5H ₂ O P.A. Massa molar: 249,68 g mol ⁻¹	Sulfato de cobre pentahidratado, CuSO ₄ .5H ₂ O. Massa molar: 249,68 g mol ⁻¹	
2 bastões de vidro	2 palitos longos de madeira	Encontrado em supermercados
1 funil de vidro	1 funil de plástico	
1 espátula	1 colher pequena, de café	
1 rolo de papel higiênico	--	
4 béqueres de 100 mL	4 frascos coletor universal de 80 mL	Encontrado em farmácias
3 pipetas de 10 mL e 1 pró-pipeta	3 seringas de 10 mL	
1 pisseta com água destilada	1 frasco com água bidestilada	
2 balões volumétricos de 100 mL	2 garrafas PET	As garrafas PET podem ser adaptadas e calibradas pelo método de pesagem de água destilada, dispensada a partir de uma bureta. O menisco é marcado na garrafa PET, no gargalo, para identificar o seu volume (Pacheco e Fantin, 2015)
1 pipeta de Pasteur	1 conta-gotas	Pode ser reaproveitado de remédio
1 balança semi-analítica	1 balança digital de cozinha	Encontrados na internet ou em lojas de materiais eletrônicos, a um preço acessível (R\$25,00 cada um)
1 multímetro digital e 2 cabos com conexões	--	

Quadro 2

kit experimental de eletroquímica	E / V* Antes da adição de NH₃	E / V* Após adição de NH₃	[Cu²⁺] /mol L⁻¹	K_f
1	1,135	0,670	$6,58 \times 10^{-17}$	$2,00 \times 10^{13}$
2	1,129	0,662	$3,53 \times 10^{-17}$	$3,73 \times 10^{13}$
3	1,134	0,658	$2,62 \times 10^{-17}$	$5,03 \times 10^{13}$
4	1,137	0,665	$4,55 \times 10^{-17}$	$2,90 \times 10^{13}$
5	1,130	0,667	$5,22 \times 10^{-17}$	$2,52 \times 10^{13}$
Média ± desvio	$1,135 \pm 0,003$	$0,664 \pm 0,005$	$4,50 \pm 1,53 \times 10^{-17}$	$3,24 \pm 1,18 \times 10^{13}$
Erro relativo / %				+1,4**
				-0,7***

*As medidas foram realizadas em mV e convertidas para V.

**Em relação ao valor da literatura, $2,1 \times 10^{13}$ (Dean, 1999). O E_r foi calculado a partir dos valores de $\log K$.

***Em relação ao valor obtido na questão do IME, $4,0 \times 10^{13}$. O E_r foi calculado a partir dos valores de $\log K$.

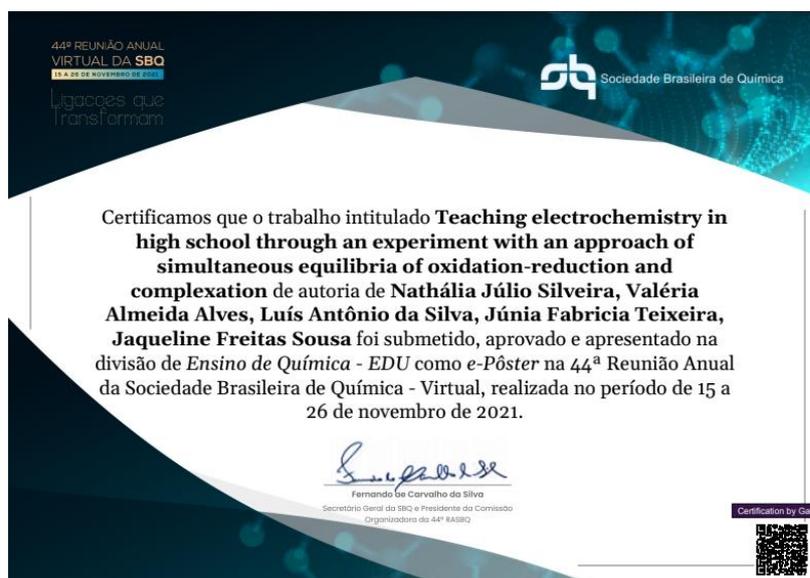
APÊNDICE E – Produções: resumos publicados em anais de congressos / trabalhos apresentados

1. **SILVEIRA, N. J.;** TEIXEIRA, J. F.; SOUSA, J. F.; LUÍS ANTÔNIO DA, SILVA; ALVES, V. A.

Teaching electrochemistry in high school through an experiment with an approach of simultaneous equilibria of oxidation-reduction and complexation In: 44a Reunião Anual Virtual da Sociedade Brasileira de Química - 44ª RASBQ, 2021, on line.

Anais da 44a Reunião Anual Virtual da Sociedade Brasileira de Química - 44ª RASBQ, 2021.

O trabalho recebeu um convite da diretoria da Divisão de Ensino de Química da SBQ, para apresentação oral na “Sessão Temática de Educação Química”.



2. **SILVEIRA, N. J.**; LUÍS ANTÔNIO DA, SILVA; ALVES, V. A.
Determinação experimental da constante de equilíbrio de uma reação de complexação: ensino de eletroquímica e equilíbrio químico In: II Fronteiras em Eletroquímica e Eletroanalítica: avanços realizados por jovens mulheres cientistas, 2021, on line.

Anais do II Fronteiras em Eletroquímica e Eletroanalítica: avanços realizados por jovens mulheres cientistas, 2021. v. Único. p.57 - 58



Esse evento *online* e gratuito teve como objetivo reunir pesquisadoras emergentes que atuam no Brasil e no exterior, para debater os principais avanços na área de Eletroquímica/Eletroanalítica, seguido de discussões sobre o papel da mulher na Ciência, os seus principais desafios e estratégias para o aumento da inclusão no ambiente acadêmico.

O trabalho foi escolhido para apresentação oral na seção "Educação em Eletroquímica/Eletroanalítica", cuja apresentação está disponível no *link* https://drive.google.com/file/d/1I3IQey_IWv12Xkbf1736TXG45Nul0HKk/view.

ANEXO A – Termo de consentimento livre e esclarecido



Universidade Federal do Triângulo Mineiro
INSTITUTO DE CIÊNCIAS EXATAS, NATURAIS E EDUCAÇÃO
Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional - PROFQUI/UFTM
Av. Dr. Raulino Borges Júnior, 1250 – Univerdecidade, Uberaba - MG, 38.064-200
Fone: (34) 3331-3146 – e-mail: sec.profqui@uftm.edu.br

TERMO DE ESCLARECIMENTO – PARTICIPANTE

TÍTULO DA PESQUISA: Explorando conceitos de eletroquímica e equilíbrio químico por meio da ocorrência de uma reação química através da cor e determinação experimental da constante de equilíbrio.

Convidamos você a participar da pesquisa: **Explorando conceitos de eletroquímica e equilíbrio químico por meio da ocorrência de uma reação química através da cor e determinação experimental da constante de equilíbrio.** O objetivo desta pesquisa é proporcionar aos alunos do ensino médio o envolvimento com conceitos relacionados à eletroquímica e equilíbrio químico, importantes para a resolução de questões complexas de processos seletivos para ingresso no ensino superior, por meio de uma proposta didática baseada na experimentação, montagem e utilização de um *kit* experimental, e na simulação por computador, e tendo como referencial duas habilidades exigidas na Base Nacional Comum Curricular (BNCC). Sua participação é importante, pois as atividades práticas são ótimas para envolver os alunos no seu processo de aprendizagem, despertando o seu interesse e proporcionando uma aprendizagem mais efetiva. O *kit* experimental possibilitará o uso de materiais acessíveis para que possa ser reproduzido pelos professores para uso em sala de aula do ensino médio.

Um dos objetivos desse projeto de pesquisa é diagnosticar como os alunos do ensino médio avaliam os seus conhecimentos prévios de conceitos eletroquímica e equilíbrio químico, no Colégio Estadual da Polícia Militar de Goiás – CEPMG, de forma remota e síncrona, utilizando o aplicativo Zoom, com tempo estimado de 8 aulas de 50 minutos, no período de setembro a outubro. Por motivo de segurança, para evitar o contágio pela Covid-19, a atividade de montagem e execução do *kit* experimental terá a participação presencial de no máximo 7 alunos e respeitando todos os protocolos de biossegurança.

Caso você aceite participar desta pesquisa será necessário responder 6 questionários, realizar 1 simulação por computador e 1 experimento de eletroquímica.

Durante a realização da pesquisa precisaremos fotografar você nos momentos de aulas remotas e execução da parte experimental (*kit* experimental) para ilustração da publicação dos resultados. Contudo, somente utilizaremos a sua imagem se você nos autorizar, assinalando “Concordo” no local especificado no consentimento, na página final deste documento. Caso você não queira que sua imagem seja utilizada, assinale a opção “Não concordo”.

Os riscos desta pesquisa são mínimos, e os pesquisadores ficarão atentos a qualquer manifestação dos participantes ao longo do estudo, preocupando-se com a identificação de sentimentos e percepções de constrangimento, frustrações e perseguições, que mesmo não previstos como risco possam ser deflagrados pelos participantes, tomando as medidas necessárias. Espera-se que de sua participação na pesquisa resulte na contribuição com o ensino de conceitos de eletroquímica e equilíbrio químico, utilizando estratégia didática baseada na experimentação, utilizando-se *kits* experimentais para ilustrar uma questão do vestibular do IME de 2019, além de outras ferramentas que podem facilitar o ensino desses conceitos, como simulação por computador.

Você poderá obter quaisquer informações relacionadas a sua participação nesta pesquisa, a qualquer momento que desejar, por meio dos pesquisadores do estudo. Sua participação é voluntária, e em decorrência dela você não receberá qualquer valor em dinheiro. Você não terá nenhum gasto por participar nesse estudo, pois qualquer gasto que você tenha por causa dessa pesquisa lhe será ressarcido.

Você poderá não participar do estudo, ou se retirar a qualquer momento, sem que haja qualquer constrangimento junto aos pesquisadores, ou prejuízo quanto ao desenvolvimento do projeto, bastando você dizer ao pesquisador que lhe entregou este documento. Você não será identificado neste estudo, pois a sua identidade será de conhecimento apenas dos pesquisadores da pesquisa, sendo garantido o seu sigilo e privacidade. Você tem direito a requerer indenização diante de eventuais danos que você sofra em decorrência dessa pesquisa.

Rubrica do participante	Data	Rubrica do pesquisador	Data

Este documento deverá ser emitido em duas vias, uma para o participante e outra para o pesquisador.



Universidade Federal do Triângulo Mineiro
INSTITUTO DE CIÊNCIAS EXATAS, NATURAIS E EDUCAÇÃO
Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional - PROFQUI/UFTM
Av. Dr. Randolpho Borges Júnior, 1250 – Univerdecidade, Uberaba - MG, 38.064-200
Fone: (34) 3331-3146 – e-mail: sec.profqui@uftm.edu.br

TERMO DE ESCLARECIMENTO – RESPONSÁVEL LEGAL

TÍTULO DA PESQUISA: Explorando conceitos de eletroquímica e equilíbrio químico por meio da ocorrência de uma reação química através da cor e determinação experimental da constante de equilíbrio.

Convidamos você a participar da pesquisa: **Explorando conceitos de eletroquímica e equilíbrio químico por meio da ocorrência de uma reação química através da cor e determinação experimental da constante de equilíbrio.** O objetivo desta pesquisa é proporcionar aos alunos do ensino médio o envolvimento com conceitos relacionados à eletroquímica e equilíbrio químico, importantes para a resolução de questões complexas de processos seletivos para ingresso no ensino superior, por meio de uma proposta didática baseada na experimentação, montagem e utilização de um *kit* experimental, e na simulação por computador, e tendo como referencial duas habilidades exigidas na Base Nacional Comum Curricular (BNCC). Sua participação é importante, pois as atividades práticas são ótimas para envolver os alunos no seu processo de aprendizagem, despertando o seu interesse e proporcionando uma aprendizagem mais efetiva. O *kit* experimental possibilitará o uso de materiais acessíveis para que possa ser reproduzido pelos professores para uso em sala de aula do ensino médio.

Um dos objetivos desse projeto de pesquisa é diagnosticar como os alunos do ensino médio avaliam os seus conhecimentos prévios de conceitos eletroquímica e equilíbrio químico, no Colégio Estadual da Polícia Militar de Goiás – CEPMG, de forma remota e síncrona, utilizando o aplicativo Zoom, com tempo estimado de 8 aulas de 50 minutos, no período de setembro a outubro. Por motivo de segurança, para evitar o contágio pela Covid-19, a atividade de montagem e execução do *kit* experimental terá a participação presencial de no máximo 7 alunos e respeitando todos os protocolos de biossegurança.

Caso você aceite participar desta pesquisa será necessário responder 6 questionários, realizar 1 simulação por computador e 1 experimento de eletroquímica.

Durante a realização da pesquisa precisaremos fotografar você nos momentos de aulas remotas e execução da parte experimental (*kit* experimental) para ilustração da

publicação dos resultados. Contudo, somente utilizaremos a sua imagem se você nos autorizar, assinalando “Concordo” no local especificado no consentimento, na página final deste documento. Caso você não queira que sua imagem seja utilizada, assinale a opção “Não concordo”.

Os riscos desta pesquisa são mínimos, e os pesquisadores ficarão atentos a qualquer manifestação dos participantes ao longo do estudo, preocupando-se com a identificação de sentimentos e percepções de constrangimento, frustrações e perseguições, que mesmo não previstos como risco possam ser deflagrados pelos participantes, tomando as medidas necessárias. Espera-se que de sua participação na pesquisa resulte na contribuição com o ensino de conceitos de eletroquímica e equilíbrio químico, utilizando estratégia didática baseada na experimentação, utilizando-se *kits* experimentais para ilustrar uma questão do vestibular do IME de 2019, além de outras ferramentas que podem facilitar o ensino desses conceitos, como simulação por computador.

Você poderá obter quaisquer informações relacionadas a sua participação nesta pesquisa, a qualquer momento que desejar, por meio dos pesquisadores do estudo. Sua participação é voluntária, e em decorrência dela você não receberá qualquer valor em dinheiro. Você não terá nenhum gasto por participar nesse estudo, pois qualquer gasto que você tenha por causa dessa pesquisa lhe será ressarcido.

Você poderá não participar do estudo, ou se retirar a qualquer momento, sem que haja qualquer constrangimento junto aos pesquisadores, ou prejuízo quanto ao desenvolvimento do projeto, bastando você dizer ao pesquisador que lhe entregou este documento. Você não será identificado neste estudo, pois a sua identidade será de conhecimento apenas dos pesquisadores da pesquisa, sendo garantido o seu sigilo e privacidade. Você tem direito a requerer indenização diante de eventuais danos que você sofra em decorrência dessa pesquisa.

Contatos dos pesquisadores:

Pesquisador(es):

Nome: Nathália Júlio Silveira

e-mail: nathalia.julio@hotmail.com

Telefone: 64-99265-0962

Endereço: Av. Tab. Bartolomeu Dias da Silva, 195 - St. Planalto, Itumbiara - GO, 75533-140

Formação/Ocupação: Licenciada em Química/ Professora contrato em Colégio Estadual da Polícia Militar- Unidade Dionária Rocha.

Nome: Luís Antônio da Silva

e-mail: luis.silva@uftm.edu.br

Telefone: (34) 3332-2326

Endereço: Av. Dr. Randolpho Borges Júnior, 1250 – Univerdecidade, Uberaba - MG, 38.064-200

Formação/Ocupação: Licenciado/Mestre/Doutor/Pós-Doutor em Química/Professor Titular da UFTM, na área de Química

Nome: Valéria Almeida Alves

e-mail: valeria.alves@uftm.edu.br

Telefone: (34) 3332-2326

Endereço: Av. Dr. Randolpho Borges Júnior, 1250 – Univerdecidade, Uberaba - MG, 38.064-200

Formação/Ocupação: Bacharel/Mestre/Doutora/Pós-Doutora em Química/Professora Titular da UFTM, na área de Química

Rubrica do participante	Data	Rubrica do pesquisador	Data

Este documento deverá ser emitido em duas vias, uma para o participante e outra para o pesquisador



Universidade Federal do Triângulo Mineiro
INSTITUTO DE CIÊNCIAS EXATAS, NATURAIS E EDUCAÇÃO
 Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional - PROFQUI/UFTM
 Av. Dr. Randolpho Borges Júnior, 1250 – Univerdecidade, Uberaba - MG, 38.064-200
 Fone: (34) 3331-3146 – e-mail: sec.profqui@uftm.edu.br

TERMO DE ASSENTIMENTO E CONSENTIMENTO LIVRES, APÓS ESCLARECIMENTO

TÍTULO DA PESQUISA: Explorando conceitos de eletroquímica e equilíbrio químico por meio da ocorrência de uma reação química através da cor e determinação experimental da constante de equilíbrio

Eu, _____, e o indivíduo sob minha responsabilidade voluntário a participar dessa pesquisa, lemos e/ou ouvimos o esclarecimento acima e compreendemos para que serve o estudo e a quais procedimentos o indivíduo sob minha responsabilidade será submetido. A explicação que recebemos esclarece os riscos e benefícios do estudo. Nós entendemos que somos livres para interromper a participação dela(e) a qualquer momento, sem precisar justificar nossa decisão, e que isso não afetará sem precisar justificar nossa decisão e que isso não afetará o atendimento que ela(e) recebe na escola. Concordamos que utilizem a imagem dela(e), desde que essa seja utilizada nos limites propostos no esclarecimento acima descrito.

- () Concordamos com a utilização da imagem.
 () Não concordamos com a utilização da imagem.

Sei que o nome dela(e) não será divulgado, que não teremos despesas e não receberemos dinheiro para participar do estudo. Concordamos juntos que ela(a) participe do estudo “**Explorando conceitos de eletroquímica e equilíbrio químico por meio da ocorrência de uma reação química através da cor e determinação experimental da constante de equilíbrio**”, e receberemos uma via assinada (e rubricada em todas as páginas) deste documento.

Itumbiara, ____/____/2021.

 Assinatura do voluntário (representado)
 (representante)

 Assinatura do responsável

 Assinatura do pesquisador responsável

Contatos dos pesquisadores:

Pesquisadores: Nathália Júlio Silveira/Luís Antônio da Silva/Valéria Almeida Alves
 Telefones: (64) 99265-0962/(34) 3332-2326
 e-mail: nathalia.julio@hotmail.com/luis.silva@uftm.edu.br/valeria.alves@uftm.edu.br

Rubrica do participante	Data	Rubrica do pesquisador	Data

Este documento deverá ser emitido em duas vias, uma para o participante e outra para o pesquisador.

ANEXO B – Autorização da escola para realização da pesquisa

ANEXO B – Autorização da escola para realização da pesquisa



Universidade Federal do Triângulo Mineiro
 INSTITUTO DE CIÊNCIAS EXATAS, NATURAIS E EDUCAÇÃO
 Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional - PROFQUI/UFMTM
 Av. Dr. Randolfo Borges Júnior, 1250 – Univerdecidade, Uberaba - MG, 38.064-200
 Fone: (34) 3331-3146 – e-mail: sec_profqui@ufmtm.edu.br

Assunto: Pedido de autorização para acesso a dados.

Solicitamos, respeitosamente, autorização para desenvolver parte da pesquisa da dissertação de mestrado intitulada: **"Explorando conceitos de eletroquímica e equilíbrio químico por meio da ocorrência de uma reação química através da cor e determinação experimental da constante de equilíbrio"**, sob a responsabilidade de Nathália Júlio Silveira.

O objetivo dessa pesquisa é proporcionar aos alunos do ensino médio o envolvimento com conceitos relacionados à eletroquímica e equilíbrio químico, importantes para a resolução de questões complexas de processos seletivos para ingresso no ensino superior, por meio de uma proposta didática baseada na experimentação e na simulação por computador, e tendo como referencial habilidades exigidas na Base Nacional Comum Curricular (BNCC).

Para atingirmos os resultados dessa pesquisa necessitaremos obter informações sobre os conhecimentos prévios dos alunos do ensino médio sobre eletroquímica e equilíbrio químico; utilizar materiais alternativos e de baixo custo para construir uma célula galvânica, que servirá para ensinar conceitos de eletroquímica e de equilíbrio químico por meio da experimentação; utilizar simulação por computador para ensinar conceitos de eletroquímica; verificar se a proposta didática contribuiu para auxiliar a aprendizagem dos estudantes.

O presente projeto de pesquisa culminará no desenvolvimento de um produto educacional baseado num *kit* experimental, tendo como base uma questão que compôs a prova de 2019 do Instituto Militar de Engenharia (IME), e em simulação por computador, para facilitar o ensino de eletroquímica e de equilíbrio químico no âmbito do ensino médio.

Sem mais para o momento, agradecemos a atenção e nos colocamos a disposição para eventuais esclarecimentos.

Atenciosamente,

Pesquisadora: Nathália Júlio Silveira
 Telefone: (64) 99265-0962 - e-mail: nathalia.julio@hotmail.com

De acordo com a realização da pesquisa:

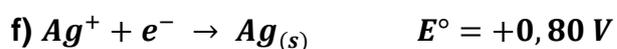
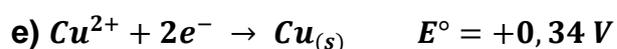
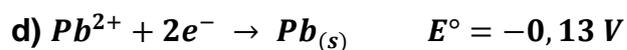
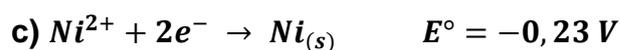
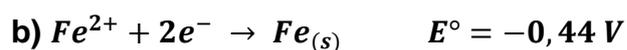
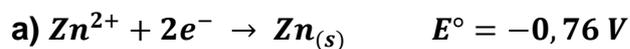
- Deferido.
 Indeferido.

Assinatura/carimbo do Responsável da instituição
 Itumbiara/GO, 13/09/2021.

Daniel Gomes Pereira - Ten. Cel. PM
 Comandante - Port. 009506/2018 PMCG
 Diretor - Por. n° 2698/2021 GAB/SEBR.

ANEXO C – Questão típica de vestibular sobre células eletroquímicas (galvânicas) (SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016, p. 327)

1- Dados os seguintes potenciais padrão de redução:



Escolha entre as pilhas relacionadas, aquela com maior produção de potencial elétrico:

- a) Zn e Pb.
- b) Cu e Ag.
- c) Ni e Cu.
- d) **Zn e Cu.**

Justifique a sua resposta:

Resposta esperada:

A pilha com maior produção de potencial é a de Zn e Cu ($E^{\circ} = +1,10 V$).

$+0,46 V$ (Cu e Ag) $< +0,57 V$ (Ni e Cu) $< +0,63 V$ (Zn e Pb) $< +1,10 V$ (Zn e Cu).

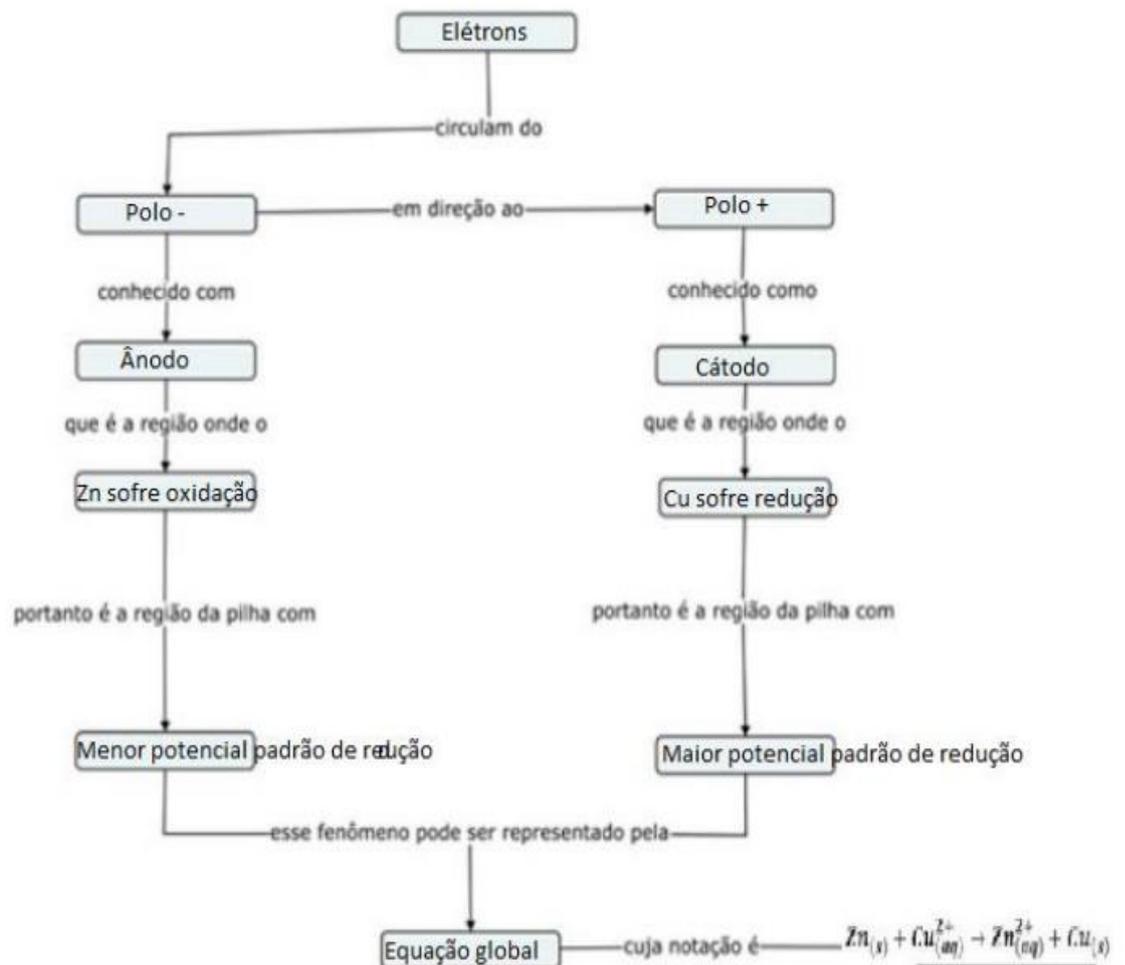
**ANEXO D – Mapa conceitual sobre o funcionamento da pilha de Daniell
(SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016, p. 327)**

Complete o mapa respondendo a seguinte pergunta:

Como funciona a pilha de Daniell Zn || Cu?

Para completar o mapa utilize os conceitos apresentados a seguir:

Ânodo; Cátodo; Elétrons; Equação Global; menor potencial padrão de redução; Maior potencial padrão de redução; Cu sofre redução; Zn sofre oxidação; Polo +; Polo -; $Zn_{(s)} + Cu_{(aq)}^{2+} \rightarrow Zn_{(aq)}^{2+} + Cu_{(s)}$.



Observação: o mapa foi preenchido com as respostas esperadas.

ANEXO E – Questões de eletroquímica

As questões 1 a 4 foram extraídas de SANTOS-JÚNIOR *et al.*, 2016, p. 328-329.

As questões 5 e 6 foram extraídas de SANGER; GREENBOWE, 1997, p. 821.

Observação: as respostas esperadas estão em cor azul.

Questão 1 – Pode-se afirmar que uma pilha é:

- a) Um conversor de corrente elétrica em energia química.
- b) Uma célula galvânica na qual ocorrem reações químicas que produzem corrente elétricas.
- c) Uma célula galvânica na qual a energia elétrica provoca reações químicas.
- d) Um gerador de corrente elétrica que funciona somente em meio ácido.
- e) Uma ponte salina entre as soluções.

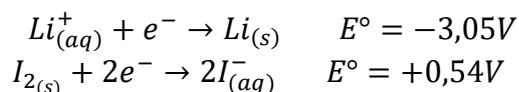
Questão 2 – A corrosão eletroquímica opera como uma pilha. Ocorre a transferência de elétrons, quando dois metais de diferentes potenciais são colocados em contato. Considere uma lata de aço revestida com estanho: se a camada de estanho for riscada ou perfurada, o ferro funciona como ânodo e o estanho como cátodo, o que acelera a corrosão. Isso acontece porque:

- a) O Fe tem maior capacidade de ganhar elétrons.
- b) O Fe tem menor potencial padrão de redução que o Sn.
- c) O Sn é um agente redutor.
- d) O Fe tem maior potencial padrão de redução que o Sn.
- e) O Sn tem maior capacidade de doar elétrons.

Questão 3 – Marca-passo é um dispositivo de emergência para estimular o coração. A pilha utilizada nesse dispositivo é constituída por eletrodos de lítio e iodo. A partir dos valores dos potenciais padrão de redução padrão, afirma-se:

- v. O fluxo de elétrons da pilha irá do lítio para o iodo, pois o lítio tem menor potencial padrão de redução.
- vi. A semirreação de oxidação pode ser representada pela equação $2Li^+ + 2e^- \rightarrow 2Li$
- vii. A diferença de potencial da pilha é de -3,05 V.
- viii. O iodo, por ter maior potencial padrão de redução que o Li, tende a sofrer redução, formando o polo positivo da pilha.

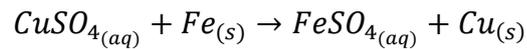
Dados:



Quanto a essas afirmações, deve-se dizer que apenas:

- a) I, II e III são verdadeiras.
- b) I, II e IV são verdadeiras.
- c) I e III são verdadeiras.
- d) II é verdadeira.
- e) I e IV são verdadeiras.

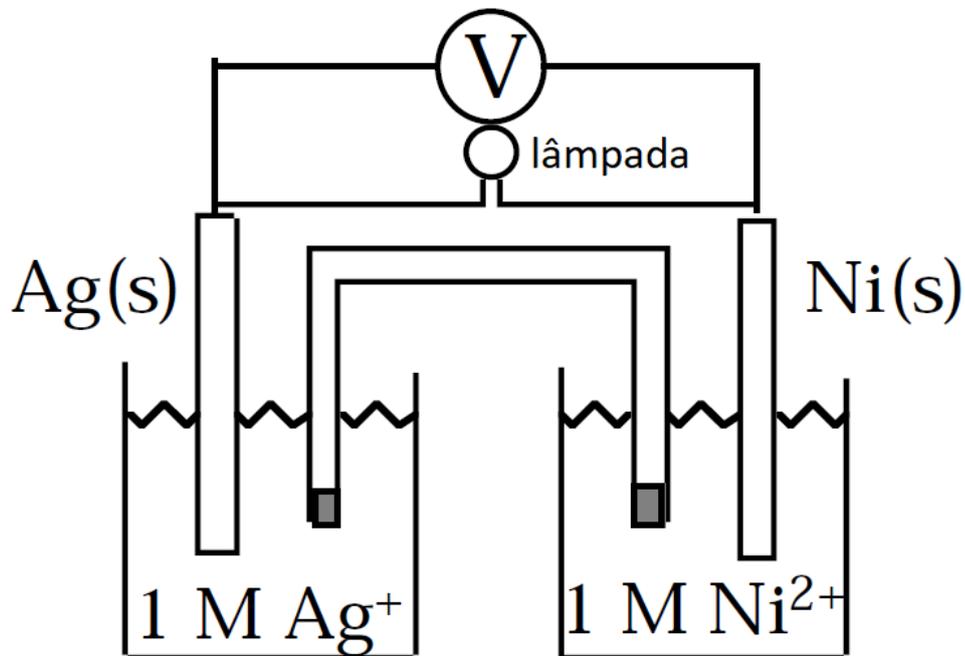
Questão 4 – A reação espontânea que ocorre numa célula eletroquímica, nas condições padrão, é:



Essa reação indica que:

- a) O eletrodo $\text{Fe}_{(s)}/\text{Fe}_{(aq)}^{2+}$ é cátodo da célula.
- b) O eletrodo $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}$ é o ânodo da célula.
- c) O metal ferro é oxidado.
- d) O CuSO_4 é o agente redutor.
- e) O metal cobre é reduzido.

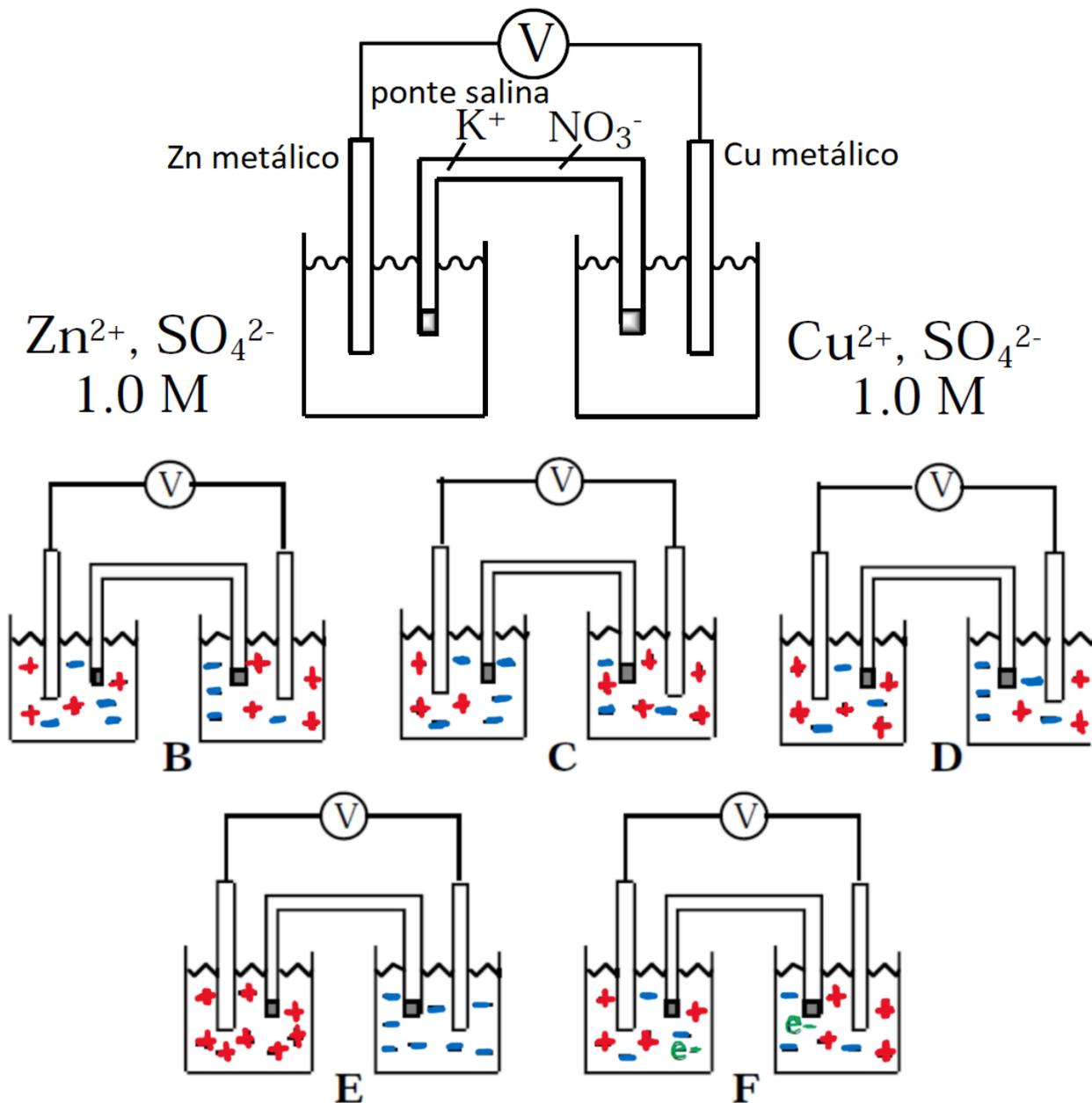
Questão 5 – Na célula galvânica abaixo, é CORRETO dizer que o fluxo de elétrons se dará no seguinte sentido:



- Fio metálico -> eletrodo de prata.
- Fio metálico -> eletrodo de níquel.
- Ponte salina -> eletrodo de níquel.
- Ponte salina -> eletrodo de prata.
- Ponte salina -> solução.

Questão 6 – A célula eletroquímica mostrada (parte de cima da figura) desenvolve um potencial de +1,10 V. Qual diagrama (mostrado na parte de baixo da figura) representa corretamente cada semi-célula quando a reação redox procede?

Observação: Nos diagramas, os cátions são representados como “+”, os ânions como “-” e os elétrons como “e-”.



- C ou D
 E
 B
 B ou E
 F

ANEXO F – Questionário de avaliação pelos alunos da simulação por computador

1. No geral, como você avalia a simulação virtual realizada?
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
2. Como você avalia o seu desempenho com relação às interações?
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
3. Como você avalia até que ponto o ambiente de um laboratório real foi simulado?
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
4. Como você avalia a obtenção e a análise dos dados (em relação à sua facilidade)?
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
5. Como você avalia a utilidade do roteiro disponibilizado pela professora.
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
6. Como você avalia o material fornecido antes da simulação (foi consistente com os objetivos da simulação realizada)?
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
7. Como você avalia os resultados da simulação realizada (foram facilmente interpretados)?
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
8. Como você avalia a sua compreensão da simulação realizada e dos tópicos relacionados (à simulação).
() Excelente. () Muito bom. () Bom. () Razoável. () Ruim.
9. Você se sentiu confiante ao realizar a simulação?
() Sim. () Não. () Não sei.
10. A simulação foi motivadora?
() Sim. () Não. () Não sei.
11. Você seguiu o material disponibilizado pela professora, para realizar a simulação?
() Sim. () Não.
12. Você teve a sensação de um laboratório real enquanto realizava a simulação?
() Sim. () Não.
13. Você sentiu a ausência física da professora?
() Sim. () Não.

14. Você executou a simulação sem problemas, ou seja, sem interrupções?
() Sim. () Não.

15. Você obteve os dados e fez as análises com sucesso?
() Sim. () Não.

16. Você seguiu o procedimento passo a passo antes de fazer a simulação?
() Sim. () Não.

17. Você comparou os seus resultados com os resultados típicos fornecidos (de livros, por exemplo)?
() Sim. () Não.

18. Você acha que realizar o experimento em um laboratório virtual (simulação por computador) foi mais desafiador/interessante do que o experimento em um laboratório real?
() Sim. () Não.

19. Você acha que fazer experimento de química por meio de simulação (laboratório virtual) torna as aulas mais inovadoras e criativas?
() Sim. () Não.

20. Você acha que a simulação realizada é útil para compreensão do assunto (células galvânicas)?

21. Você teve algum problema/dificuldade para realizar a simulação?

22. Há algo que você gostaria de nos dizer?

23. Especifique três problemas / dificuldades que você enfrentou ao realizar a simulação?

24. Descreva três coisas interessantes sobre a simulação.

Fonte: amrita.olabs.edu.in,. (2016). Determination of EMF of a Cell. Disponível em: amrita.olabs.edu.in/?sub=73&brch=8&sim=153&cnt=7. Acesso em: 01 mar. 2021. Tradução nossa.