

# Ensino de eletroquímica no ensino médio por meio de uma atividade experimental com abordagem de equilíbrios simultâneos de oxidorredução e de complexação

**Nathália J. Silveira, Jaqueline F. Sousa, Júnia F. Teixeira, Luís Antônio da Silva e Valéria A. Alves**

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 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. 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 oxidorredução, reação de complexação, célula galvânica, equação de Nernst, constante de equilíbrio, entre outros.

► eletroquímica, constante de equilíbrio, experimentação ◀

Recebido em 06/11/2021, aceito em 23/01/2022

60

**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 e 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 grá-

ficos, equações químicas e matemáticas, e símbolos químicos são exemplos de representações simbólicas (Greenbowe, 1994; Arini *et al.*, 2021).

Dessa forma, a proposição de modelos feitos com material concreto (Cullen e Pentecost, 2011), o uso de simulação por computador (Greenbowe, 1994; Sanger e Greenbowe, 1997; Rogers *et al.*, 2000; Santos-Júnior *et al.*, 2016), ou mesmo o uso de *kits* experimentais (Santos-Júnior *et al.*, 2016; Diniz *et al.*, 2020; Diniz *et al.*, 2020; Silveira *et al.*, 2021; Silveira; Alves e Silva, 2021; Arini *et al.*, 2021) visam contribuir para um ensino de eletroquímica mais eficiente.

**Para o entendimento dos sistemas químicos pelos estudantes é importante que eles façam conexões entre três níveis representacionais: macroscópico, microscópico e simbólico.**



A experimentação proporciona a relação indissociável entre teoria e prática (Reginaldo *et al.*, 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.

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 oxirredução, 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 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),  $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ , 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, Figura 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).

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

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.

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 <math>[Cu(NH_3)_4]^{2+}</math>. A constante de equilíbrio dessa reação, denominada <b>constante de formação</b> (<math>K_f</math>), 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 <math>CuSO_4</math> e a outra por uma haste de ferro mergulhada em 50,0 mL de solução aquosa 0,25 mol/L de <math>FeSO_4</math>. Adicionando-se 50,0 mL de solução aquosa 2,80 mol/L de <math>NH_3</math> ao compartimento que contém <math>CuSO_4</math>, obtém-se uma <b>fem</b> de 0,387 V na célula. Determine a constante de formação do <math>[Cu(NH_3)_4]^{2+}</math></p>	

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](http://www.ime.eb.mil.br/images/arquivos/admissao/cfg/provas-anteriores/2018-2019/CFG_Discursiva_de_Quimica_2018_2019.pdf)

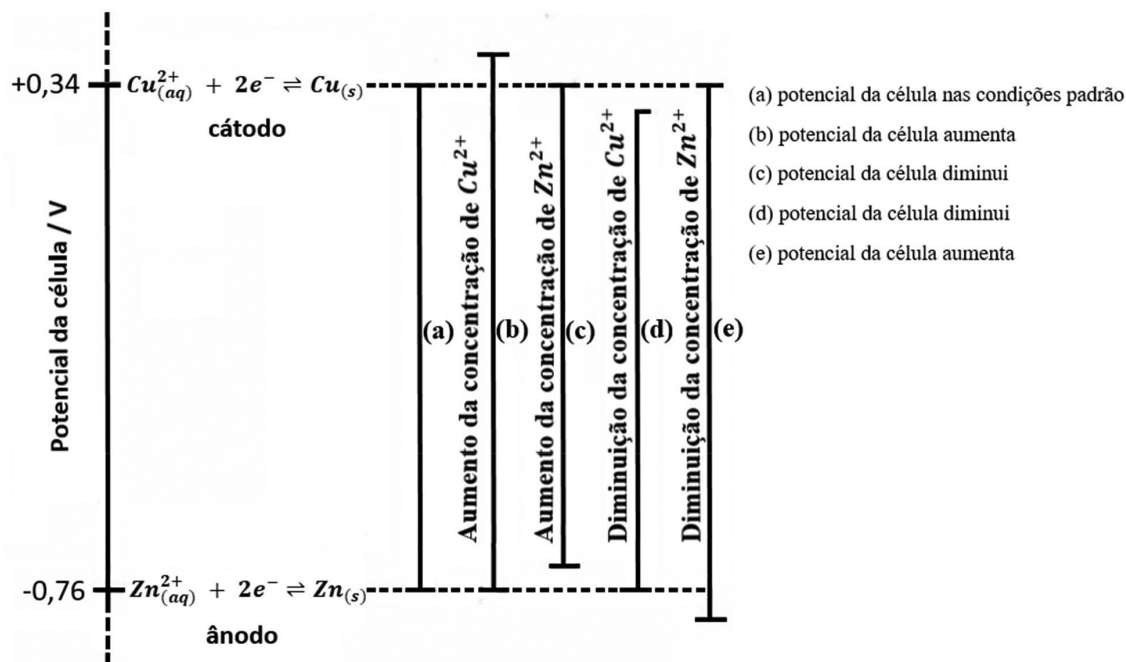
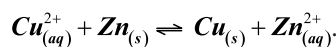


Figura 2: Diagrama de escada mostrando as posições relativas do potencial do ânodo e do cátodo de uma célula galvânica. Adaptado de Runo e Peters, 1993.



62

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 (Figura 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<sup>-1</sup>, Figura 2(a); maior que 1,10 V se a [Cu<sup>2+</sup>] aumentar, Figura 2(b); menor que 1,10 V se a [Zn<sup>2+</sup>] aumentar, Figura 2(c); menor que 1,10 V se a [Cu<sup>2+</sup>] diminuir, Figura 2(d); e maior que 1,10 V se a [Zn<sup>2+</sup>] diminuir, Figura 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.

### *Preparo das soluções do kit experimental*

A solução de CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O 0,020 mol L<sup>-1</sup> foi preparada pesando-se 0,499 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

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.

Quadro 1: 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
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 <sup>-1</sup>	1 frasco de amônia, NH <sub>3</sub> , 5,8% (= 3,41 mol L <sup>-1</sup> )	Encontrado em supermercados
Sulfato de zinco monohidratado, ZnSO <sub>4</sub> ·H <sub>2</sub> O P.A. Massa molar: 179,45 g mol <sup>-1</sup>	Sulfato de zinco monohidratado, ZnSO <sub>4</sub> ·H <sub>2</sub> O. Massa molar: 179,45 g mol <sup>-1</sup>	Encontrado em loja especializada em nutrição animal
Sulfato de cobre pentahidratado, CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O P.A. Massa molar: 249,68 g mol <sup>-1</sup>	Sulfato de cobre pentahidratado, CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O. Massa molar: 249,68 g mol <sup>-1</sup>	
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	--	

de 100 mL, com auxílio de um funil de vidro, e completou-se o volume do balão volumétrico com água destilada.

A solução de ZnSO<sub>4</sub>·H<sub>2</sub>O 0,025 mol L<sup>-1</sup> foi preparada pesando-se 0,449 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.

#### 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

**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. 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.**

ânodo) por zinco metálico mergulhado em uma solução de sulfato de zinco 0,025 mol L<sup>-1</sup>, ao invés de uma barra de ferro mergulhada numa solução de sulfato ferroso 0,25 mol L<sup>-1</sup>.

A dissolução do sulfato ferroso requer a utilização de ácido concentrado, enquanto o sulfato de zinco é dissolvido somente na presença de água. A vanta-

gem 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. Ou, se houver tempo, o professor pode realizar essa etapa durante a aula. Importante ressaltar que essa modificação permite abordar os conceitos e dar

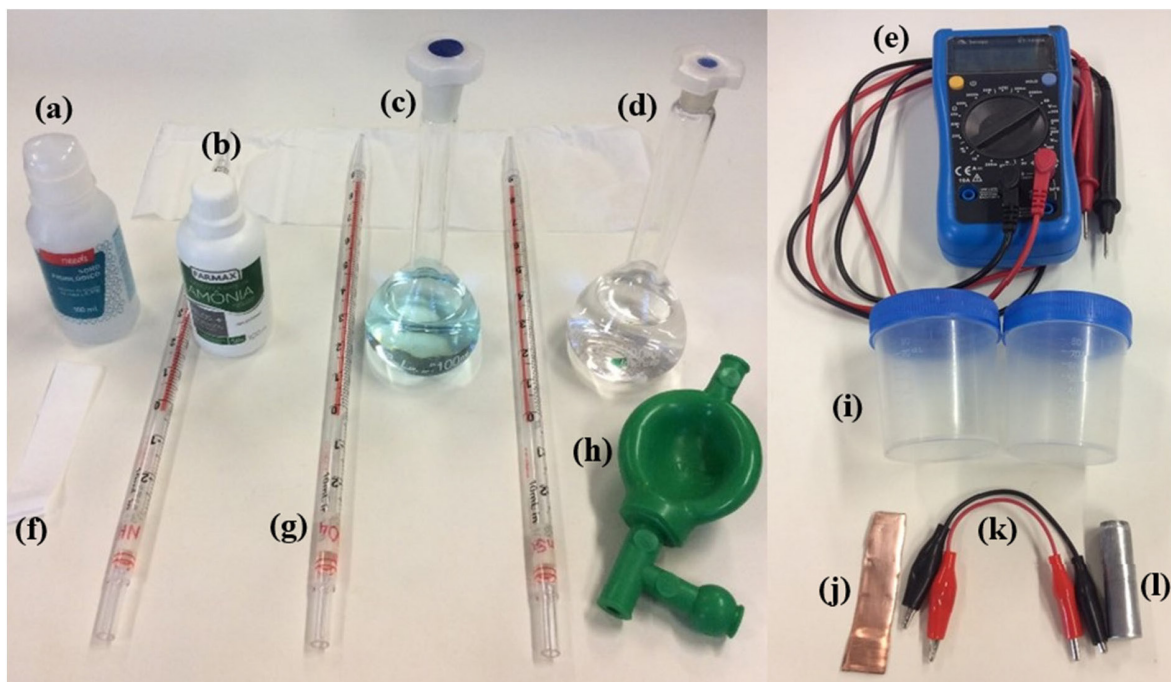


Figura 3: Itens utilizados para a montagem do *kit* experimental de eletroquímica. (a) soro fisiológico encontrado em farmácia; (b) amônia 5,8%; (c) solução de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$   $0,020 \text{ mol L}^{-1}$ , preparada a partir do sal alternativo; (d) solução de  $\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$   $0,025 \text{ mol L}^{-1}$ , 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.

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 exauridas foram mergulhados nos compartimentos da esquerda e da direita, respectivamente. Foram conectados 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  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ .

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 padrão ( $s$ ) 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<sup>-1</sup> 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 *et al.*, 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 *et al.*, 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<sup>-1</sup> (ou de ácido clorídrico 6 mol L<sup>-1</sup>), a fim de desestabilizar o complexo, antes de aplicar o tratamento do resíduo apresentado na literatura (Silva *et al.*, 2010).

## Resultados e discussão

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 *et al.*, 2010).

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, Figura 4(b), ou seja, diminuiu.

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 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):

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

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

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

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

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

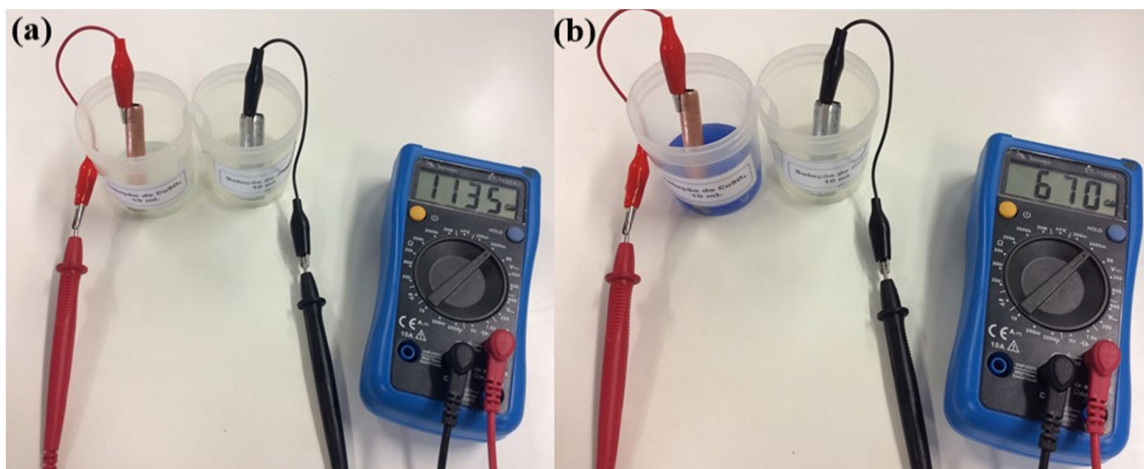
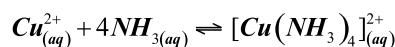


Figura 4: Kit experimental de eletroquímica para a determinação da constante de equilíbrio,  $K_f$ , de uma reação química de complexação. (a) Antes da adição de solução de amônia comercial e (b) após a adição de solução de amônia comercial.

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

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

No equilíbrio de complexação:



	$[Cu^{2+}]$	$[NH_3]$	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$
Início	0,01 mol L <sup>-1</sup>	1,7 mol L <sup>-1</sup>	0
Reagiu/Formou	-0,01 mol L <sup>-1</sup>	-0,04 mol L <sup>-1</sup>	+0,01 mol L <sup>-1</sup>
Equilíbrio	$6,58 \times 10^{-17}$ mol L <sup>-1</sup>	1,66 mol L <sup>-1</sup>	0,01 mol L <sup>-1</sup>

Por fim, calculou-se o valor de  $K_f$ :

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

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

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

Na equação de Nernst,  $E_{cátodo}^o$  e  $E_{ânodo}^o$  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,  $8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ;  $F$  é a constante de Faraday,  $96485 \text{ C mol}^{-1}$ ;  $T$  é a temperatura em Kelvin,  $298 \text{ K}$ ; 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<sup>-1</sup>. 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 padrão foram baixos.

Os valores de  $[Cu^{2+}]$  e de  $K_f$ , calculados conforme exposto, bem como os valores de média, de desvio padrão 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  $K_f = 3,24 \pm 1,18 \times 10^{13}$ , 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 padrão 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  $[Cu^{2+}]$  e, conseqüentemente, de  $K_f$ , produzindo os desvios observados.

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

kit experimental de eletroquímica	E / V* Antes da adição de NH <sub>3</sub>	E / V* Após adição de NH <sub>3</sub>	$[Cu^{2+}] / \text{mol L}^{-1}$	$K_f$
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 padrão	$1,135 \pm 0,003$	$0,664 \pm 0,005$	$4,50 \pm 1,53 \times 10^{-17}$	$3,24 \pm 1,18 \times 10^{13}$
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  $\log K$ .

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 da célula eletroquímica (que expressa a tendência da reação redox ocorrer) diminui com a diminuição da concentração do reagente no cátodo (ou seja, de  $\text{Cu}^{2+}$ ).

Na presença de solução de amônia comercial, os íons  $\text{Cu}^{2+}$  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  $\text{Cu}^{2+}$  tem como consequência um abaixamento do potencial da reação redox que ocorre na célula eletroquímica (equilíbrio de oxirredução).

### 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 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,  $\text{Cu}^{2+}$ , após a reação de formação de complexo  $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 4\text{NH}_{3(aq)} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , 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 de 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.

### Agradecimentos

Os autores agradecem à Assessoria de Cooperação Internacional da Universidade Federal do Triângulo Mineiro (UFTM) e ao Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI). O presente trabalho foi realizado com apoio da Coordenação de Aperfeiçoamento de Pessoal de Nível Superior - Brasil (CAPES) - Código de Financiamento 001 (Portaria nº 206 da CAPES, de 04/09/2018). À Rede Mineira de Química (RQ-MG)/FAPEMIG (Processos REDE-113/10; CEX-RED-00010-14), pelo fomento.

**Nathália Júlio Silveira** (nathalia.julio@hotmail.com), licenciada em Química pelo Instituto Federal de Goiás, Mestre em Química pelo Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI), da Universidade Federal do Triângulo Mineiro. É docente no Colégio Estadual da Polícia Militar de Goiás – Unidade Dionária Rocha. Itumbiara, GO - BR. **Jaqueline Freitas Sousa** (d201910748@uftm.edu.br), licencianda em Química da Universidade Federal do Triângulo Mineiro. Uberaba, MG - BR. **Júnia Fabricia Teixeira** (d201820280@uftm.edu.br), licencianda em Química da Universidade Federal do Triângulo Mineiro. Uberaba, MG - BR. **Luis Antônio da Silva** (luis.silva@uftm.edu.br), licenciado em Química pela Universidade Federal de Uberlândia, mestre e doutor em Ciências pela USP. É docente do Curso de Licenciatura em Química da Universidade Federal do Triângulo Mineiro. Uberaba, MG - BR. **Valéria Almeida Alves** (valeria.alves@uftm.edu.br), bacharel em Química pela Universidade de São Paulo, mestre e doutora em Ciências pela USP. É docente do Curso de Licenciatura em Química da Universidade Federal do Triângulo Mineiro. Uberaba, MG - BR.

### 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*, v. 43, 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*, v. 39, 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*, v. 73, 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*, v. 88, n. 11, p. 1562-1564, 2011.

DEAN, J. A. *Lange's Handbook of Chemistry*. 5<sup>th</sup> 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*, v. 42, 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*, v. 12, 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*, v. 95, n. 2, p. 197-206, 2018.

GREENBOWE, T. J. An Interactive Multimedia Software Program for Exploring Electrochemical Cells. *Journal of Chemical Education*, v. 71, n. 7, p. 555-557, 1994.



- LISBÔA, J. C. F. QNEsc e a Seção Experimentação no Ensino de Química. *Química Nova na Escola*, v. 37, 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*, v. 79, 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>, acesso jul. 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.uces.br/etc/conferencias/index.php/anpedsul/9anpedsul/paper/vi\\_ewFile/2782/286](http://www.uces.br/etc/conferencias/index.php/anpedsul/9anpedsul/paper/vi_ewFile/2782/286), acesso out. 2021.
- ROGERS, F.; HUDDLE, P. A. and WHITE, M. D. Using a Teaching Model to Correct Known Misconceptions in Electrochemistry. *Journal of Chemical Education*, v. 77, 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*, v. 70, n. 9, p. 708-713, 1993.
- SANDERS, R. W.; CRETOL, G. L.; BROWN, J. D.; PLUMMER, P. T.; SCHENDORF, T. M.; OLIPHANT, A.; SWITHENBANK, S. B.; FERRANTE, R. F. and GRAY, J. P. Teaching Electrochemistry in the General Chemistry Laboratory through Corrosion Exercises. *Journal of Chemical Education*, v. 95, 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*, v. 74, 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*, v. 76, 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*, v. 87, 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*, v. 40, 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*, v. 15, 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*, v. 32, 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*, v. 13, 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*, v. 44, 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*, v. 97, 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*, v. 44, n. 6, p. 766-772, 2021.

**Abstract:** 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.

**Keywords:** electrochemistry, equilibrium constant, experimentation.