

Metodologia para o ensino experimental de eletroquímica em cursos de graduação

Gabriel Guimarães Moia

Graduando em Engenharia de Controle e Automação no Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de São Paulo (IFSP), Cubatão, SP, Brasil

Flávia Daylane Tavares de Luna

Prof.^a Dr.^a do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de São Paulo (IFSP), Cubatão, SP, Brasil

Resumo: O presente trabalho apresenta uma metodologia referente ao ensino de eletroquímica experimental, de forma a facilitar um estudo que, em muitos casos, se mostra como um tópico de grande dificuldade para os alunos. Tal metodologia exhibe uma sequência de três experimentos a serem realizados, sendo, respectivamente, na área de “oxirredução”, “potenciais padrão” e “pilhas”, buscando o equilíbrio entre a introdução de novos conceitos e sua apresentação prática. A sequência de experimentos propostos se mostra eficaz em apresentar os novos conceitos de eletroquímica aos alunos, sendo a experimentação uma ação facilitadora do processo de ensino e aprendizagem.

Palavras-chave: Experimentação. NOX. Potencial padrão de redução.

Abstract: This paper presents a methodology to the study of experimental electrochemistry, in order to facilitate a study that, in most cases, show itself as a topic of great difficulty for the student. This methodology presents a sequence of three experiments, being, respectively, in the area of “Redox”, “standard potential” and “batteries”, seeking the balance between the introduction of new concepts and your practical presentation. The sequence of experiments proves to be effective in presenting the new concepts of electrochemistry to the students, with experimentation an action that facilitates the teaching and learning process.

Keywords: Experimentation. NOX. Standard reduction potential.

INTRODUÇÃO

A experimentação é uma ferramenta auxiliar muito importante no ensino de qualquer ciência, tendo a capacidade de transformar o aluno de mero espectador a membro ativo da comprovação de conceitos que, de outra forma, se tornam abstratos

e de difícil compreensão (GUIMARÃES, 2009; ROTSSEN; SILVA; DINIZ, 2018; FERREIRA *et al.*, 2019). De tal forma, é de grande importância que o ensino de química siga a metodologia de experimentação, a fim de maximizar o aprendizado dos alunos.

Não bastando apenas a realização dos experimentos laboratoriais, é necessário que estes sejam apresentados de forma harmônica à teoria no qual se baseiam de maneira que as atividades direcionem seus objetivos para o desenvolvimento conceitual e cognitivo dos alunos, permitindo a eles evidenciar fenômenos e reconstruir suas ideias (SUART; MARCONDES, 2008; SILVA *et al.*, 2011; ALVES, SILVA; DINIZ, 2020).

Com isto, o presente trabalho propõe uma metodologia do ensino experimental dos conceitos de eletroquímica, pelo qual se busca equilibrar, de forma eficaz, a apresentação de suas noções teóricas com demonstrações práticas, dividindo o assunto em três tópicos a serem abordados:

- a) Reação de Oxirredução (NOX).
- b) Potencial Padrão de Redução.
- c) Pilhas.

Reações de Oxirredução

Goes, Nogueira e Fernandez (2020) constataam que o ensino da oxirredução é um dos tópicos mais complexos de serem passados a estudantes, normalmente, apresentando dificuldades no entendimento dos seus conceitos essenciais.

A oxirredução é, porém, um assunto de extrema importância na área da química e está presente no dia a dia em diversos fenômenos. As definições mais utilizadas demonstram que a oxirredução ocorre pela troca de elétrons entre elementos, sendo que o elemento que doa seu elétron sofre oxidação e é considerado o agente redutor, enquanto o elemento que recebe o elétron é denominado como agente oxidante, e sofre redução (ARNAUD; FERNANDEZ, 2021).

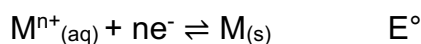
Com isso, é possível obter o modelo da reação de oxirredução como:

Agente Redutor → Perde elétrons → Sofre Oxidação

Agente Oxidante → Recebe elétrons → Sofre Redução.

Potencial Padrão de Redução

Lopes (1996) estabelece o potencial padrão como um conceito ligado diretamente a reação de oxirredução, que, por sua vez, “[...] define uma propriedade de um sistema macroscópico, no equilíbrio”, e reflete o potencial de oxidação ou redução de um elemento, podendo ser demonstrado como:



Assim, quanto maior o valor do potencial padrão de redução (E°), mais forte é o oxidante, e quanto menor o valor de E° , mais forte o redutor.

O potencial padrão de redução é um valor obtido de forma tabelada, como apresentado abaixo:

Tabela 1 - Potenciais Padrão de Redução para soluções ácidas

Reaction	E° (V) (SHE)	Reaction	E° (V) (SHE)
$Li^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Li$	-3.045	$HgO + H_2O + 2e^{-} \rightleftharpoons Hg + 2OH^{-}$	0.098
$K^{+} + e^{-} \rightleftharpoons K$	-2.935	$Sn^{4+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn^{2+}$	0.154
$Ca^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Ca$	-2.866	$Cu^{2+} + e^{-} \rightleftharpoons Cu^{+}$	0.153
$Na^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Na$	-2.714	$AgCl + e^{-} \rightleftharpoons Ag + Cl^{-}$	0.2224
$Mg^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Mg$	-2.363	$HgCl_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2Hg + 2Cl^{-}$	0.2676
$Al^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons Al$	-1.662	$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cu$	0.337
$Ti^{2+} + e^{-} \rightleftharpoons 2e^{-} \rightleftharpoons Ti$	-1.628	$Fe(CN)_6^{3-} + e^{-} \rightleftharpoons Fe(CN)_6^{4-}$	0.36
$Zn(OH)_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn + 2OH^{-}$	-1.245	$Cu^{2+} + e^{-} \rightleftharpoons Cu$	0.521
$Mn^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Mn$	-1.180	$I_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2I^{-}$	0.536
$2H_2O + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2 + 2OH^{2-}$	-0.822	$O_2 + 2H^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2O_2$	0.682
$Zn^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn$	-0.764	$Fe^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons e^{-} \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0.771
$S + 2e^{-} \rightleftharpoons S^{2-}$	-0.48	$Br_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2Br^{-}$	1.065
$Fe^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Fe$	-0.441	$O_2 + 4H^{+} + 4e^{-} \rightleftharpoons 2H_2O$	1.229
$Cd^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cd$	-0.403	$Cl_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2Cl^{-}$	1.358
$Ni^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Ni$	-0.250	$PbO_2 + 4H^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2H_2O$	1.455
$Sn^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn$	-0.136	$Ce^{4+} + e^{-} \rightleftharpoons Ce^{3+}$	1.61
$2H^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2$	0.0000	$F_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2F^{-}$	1.87

Fonte: Bagotsky (2005).

Chang (2010) cita que reações entre metais e ácidos, em sua maioria, formam sais e liberam H^{+} , mas tal reação ocorre espontaneamente apenas com metais do qual possuem E° negativo. De tal forma, se torna possível verificar diferentes potenciais padrão de metais ao reagir-los com ácido.

Pilhas

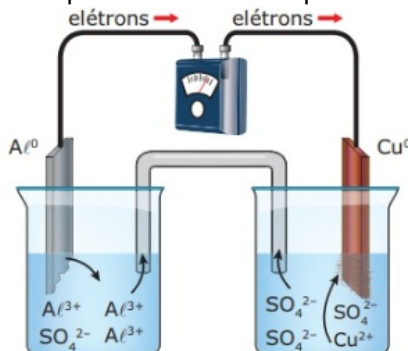
O último tópico referente a eletroquímica a ser discutido traz uma coletânea do que foi apresentado anteriormente para a formação de pilhas.

O termo pilha é referente a dois eletrodos e um eletrólito, arranjados de maneira a produzir energia elétrica. Quando estes eletrodos se conectam a um aparelho elétrico, os elétrons fluem devido a um dos eletrodos sofrer oxidação e o outro sofrer redução (BOCCHI; FERRACIN; BIAGGIO, 2000).

Um dos exemplos mais famosos utilizado para exemplificar é a “pilha de Daniell”, a qual é composta por um ânodo de zinco metálico, um cátodo de cobre metálico e um eletrólito formado por sulfato de zinco e sulfato de cobre (BOCCHI; FERRACIN; BIAGGIO, 2000).

Na Fig. 1, tem-se um esquema ilustrativo de uma pilha formada por alumínio e cobre. Destacando as soluções utilizadas de $Al_2(SO_4)_3$ e $CuSO_4$.

Figura 1 - Exemplo ilustrativo do esquema de uma pilha



Fonte: CHANG (2010).

Para concentrações de 1 mol/L das soluções, é possível descobrir o potencial da pilha (ΔE°), utilizando a diferença dos potenciais padrões (E°) de cada elemento, visto na Tabela 1. Já para concentrações diferentes, é necessário utilizar a equação de Nernst (MAHAN; MYERS, 1995):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q \quad (1)$$

sendo Q a constante de equilíbrio da reação, n o número de elétrons envolvidos na oxirredução.

METODOLOGIA

Para cada um dos tópicos abordados anteriormente, foi executado um experimento prático, a fim de criar uma sequência lógica de conceitos de forma que seja de fácil entendimento ao aluno, sendo o primeiro experimento referente à **reação de oxirredução** e o segundo à demonstração de **potenciais padrão de redução**. Por fim, a criação de uma pilha.

Reação de Oxirredução

Neste experimento, foi necessária a utilização dos seguintes materiais:

- a) Tubos de Ensaio.
- b) Provetas.
- c) Solução de Ácido Sulfúrico (H_2SO_4), na proporção volumétrica de 1:9.
- d) Solução de Iodeto de Potássio (KI), com a concentração igual a 16,6 g/L.
- e) Solução de Permanganato de Potássio ($KMnO_4$), com a concentração igual a 15,8 g/L.

Separaram-se, também, algumas soluções que fizeram o papel de reagentes específicos em grupo A e grupo B, para assim testar as propriedades Oxidantes e Redutoras.

O grupo A foi formado pelas seguintes soluções:

- a) Solução de Nitrito de sódio ($NaNO_2$) com concentração igual a 0,1 mol/L.
- b) Solução de Sulfato de Cobre ($CuSO_4$) com concentração igual a 0,05 mol/L.
- c) Solução de Cloreto de Ferro ($FeCl_3$) com concentração igual a 0,033 mol/L.

O grupo B por:

- a) Solução de Nitrito de Sódio ($NaNO_2$) com concentração igual a 0,25 mol/L.

Colocou-se 5 mL de cada solução do grupo A em um tubo de ensaio diferente. Posteriormente, adicionaram-se 5 gotas da solução de H_2SO_4 apenas no tubo de ensaio que contém o $NaNO_2$. Por fim, acrescentaram-se 5 mL de KI em cada tubo de ensaio.

Para o grupo B, foram separados novamente 5 mL de cada solução em tubos de ensaios. Adicionando-se cinco gotas de H_2SO_4 , e, por fim, acrescentando 2 mL de $KMnO_4$.

Potencial Padrão de Redução

Para o experimento 2, foram necessários os seguintes materiais:

- a) Tubos de Ensaio.
- b) Provetas.
- c) Pequenos pedaços de Ferro (Fe), Cobre (Cu) Magnésio (Mg) e Alumínio (Al).
- d) Ácido Acético (CH_3COOH).
- e) Ácido Clorídrico (HCl).

Para cada tipo de metal, foram separados três tubos de ensaio, cada um contendo uma das seguintes soluções:

- a) Solução de CH_3COOH com concentração igual a 20%.
- b) Solução de HCl com concentração igual a 10%.
- c) Solução de HCl com concentração igual a 20%.

E, então, foi colocado um pedaço de um dos metais em cada tubo de ensaio e observado qualquer sinal de reação que possa ocorrer entre o metal e a solução.

Pilhas

Para a terceira etapa da sequência de experimentos, foram necessários os seguintes materiais:

- a) Voltímetro digital.
- b) Fios elétricos e conexões do tipo “jacaré”.
- c) Béqueres.
- d) Mangueira.
- e) Tira de Alumínio.
- f) Tira de Cobre.
- g) Solução de Cloreto de Sódio (NaCl).
- h) Solução de sulfato de cobre (CuSO_4) com concentração igual a 0,1 mol/L.
- i) Algodão.
- j) Palha de Aço.
- k) Solução de Sulfato de Alumínio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) com concentração igual a 0,1 mol/L.

Para início do experimento, os eletrodos (tiras de zinco e cobre) foram limpos utilizando a palha de aço e lavados com água destilada. Após limpos, dois béqueres foram separados, um deles sendo preenchido com 40 mL da solução de CuSO_4 e o outro com 40 mL da solução de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Então preencheu-se o tubo em “U” com a solução de NaCl.

Em seguida, dois pedaços de algodão umedecidos na solução de NaCl foram utilizados para tampar as entradas do tubo em “U”, sendo importante certificar que não existia entrada de ar no tubo. Posteriormente, o tubo teve suas pontas colocadas nos béqueres, uma ponta onde há solução de CuSO_4 e outra onde há solução de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Os eletrodos foram ligados ao fio de pontas “jacaré”: uma ponta no eletrodo de zinco e a outra ponta no eletrodo de cobre. O eletrodo de cobre foi inserido na solução de CuSO_4 e o de zinco, na solução de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Por fim, o voltímetro foi ligado ao alumínio e cobre, a fim de medir a tensão entre os polos.

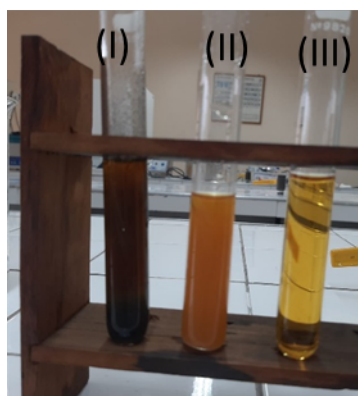
RESULTADOS E DISCUSSÕES

Reações de Oxirredução

Após preparadas as soluções, separaram-se 5 mL de cada solução do grupo A e colocadas cada uma em um tubo de ensaio. Posteriormente, acrescentaram-se cinco gotas de ácido sulfúrico no tubo de ensaio que contém NaNO_2 e, então, adicionado 5 mL de iodeto de potássio a cada um dos três tubos de ensaio.

Conforme a Fig. 2, verifica-se que ocorreu alteração na cor para as três reações estudadas.

Figura 2 - Coloração Final das Reações Estudadas. I. NaNO_2 ; II. CuSO_4 e III. FeCl_3



Fonte: Elaborado pelos autores (2022).

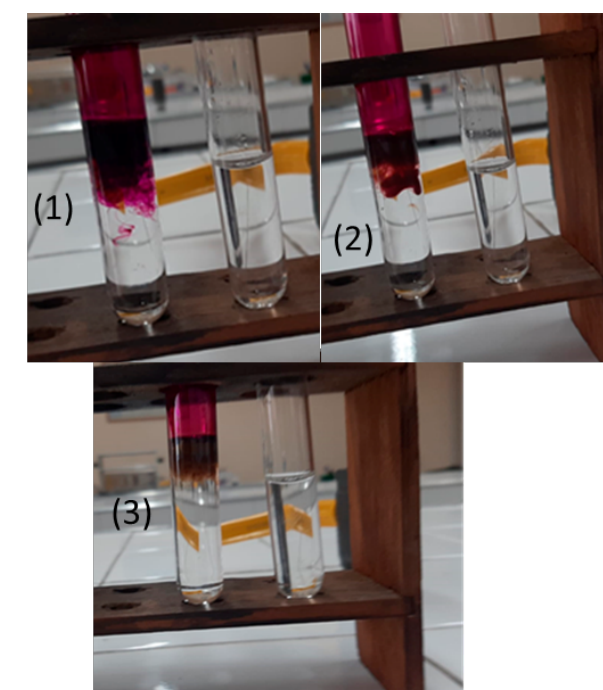
Solução de NaNO_2 : apresentou grande mudança de coloração, partindo do transparente para uma coloração marrom escuro quase instantaneamente.

Solução de CuSO_4 : inicialmente possuía uma cor azulada, finalizando com uma cor mais alaranja.

Solução de FeCl_3 : intensificou sua coloração amarelada, ficando mais nítida com o passar da reação química.

Seguindo a proposta experimental, avança-se para a realização da etapa B, em que são separados 5 mL de solução de NaNO_2 e colocado em um tubo de ensaio. Posteriormente, adicionaram-se então cinco gotas de ácido sulfúrico e 2 mL de permanganato de potássio ao tubo de ensaio, conforme observado na Fig. 3.

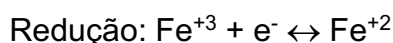
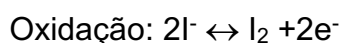
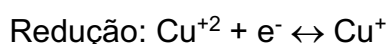
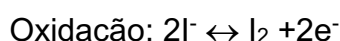
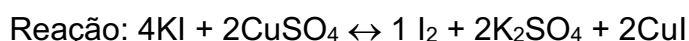
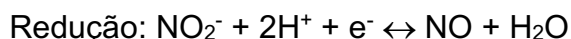
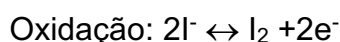
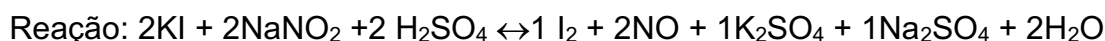
Figura 3 - Adição da solução de permanganato de potássio à solução de NaNO_2 , (1) no momento da adição; (2) 5 segundos pós adição e (3) 10 segundos pós adição



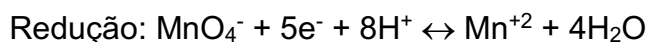
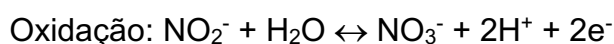
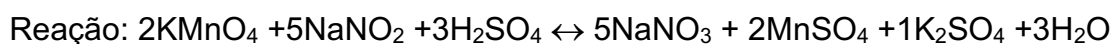
Observe-se que, logo que a mistura é feita, a solução permanganato de potássio começa a perder sua coloração, não conseguindo nem ao menos chegar à base do tubo de ensaio. Por fim, a coloração inicialmente roxa do permanganato de potássio se torna uma coloração marrom, ficando apenas na parte superior da solução.

Com isso, é possível verificar as reações acontecendo de forma evidente, permitindo ao aluno observar a manifestação de reações químicas em tempo real de diferentes maneiras. Essas reações são apoiadas pela teoria, seguindo as equações:

Grupo A:



Grupo B:



O Grupo A utilizou o KI como agente redutor. Nessas reações, há desprendimento de I₂, verificável macroscopicamente e, como se trata de substância simples, apresenta NOX igual a zero, implicando a mudança no grau de oxidação do iodo.

O iodeto é bastante utilizado na análise da pureza de produtos comerciais do tipo “água sanitária”. Na composição desses produtos constam o hipoclorito de sódio e o hidróxido de sódio em percentagens variáveis, que pode ser determinada através da reação com o KI (SKOOG *et al.*, 2008).

Observando as equações nos dois grupos, note-se que, no Grupo A, o Nitrito de Sódio atuou como agente oxidante, exatamente o oposto do que ocorreu no Grupo

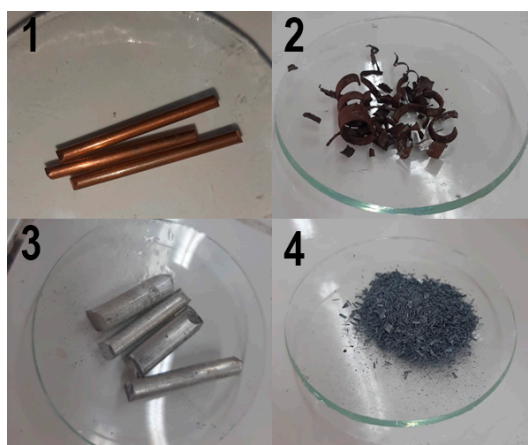
B, em que o NO_2^- oxidou para o NO_3^- . Além do mais, as duas reações só acontecem em meio ácido, justificando a adição do ácido sulfúrico nos dois casos.

No Grupo B, utilizou-se o permanganato de potássio como agente oxidante. O KMnO_4 (Mn^{7+}) pode ser reduzido a MnO_2 (Mn^{4+}) e a Mn^{2+} (produto obtido no presente experimento). O permanganato de potássio é altamente reativo e pode oxidar uma grande variedade de substâncias orgânicas e inorgânicas. Devido a essa propriedade, é empregado na oxidação de compostos responsáveis pelo odor e gosto desagradável no tratamento de água, e para remoção de ferro (Fe^{2+}) (SKOOG *et al.*, 2008).

Potencial de Redução/ Oxidação

Nessa etapa, analisou-se o comportamento relacionado à oxidação de quatro metais, na Fig. 4, na presença de soluções de ácido acético e de ácido clorídrico.

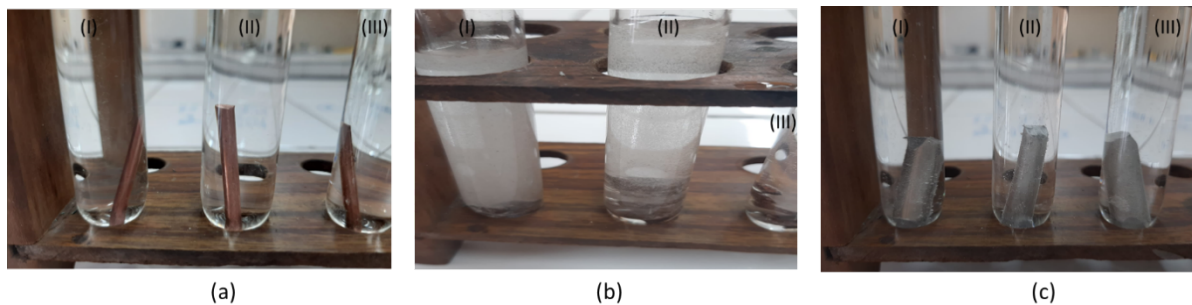
Figura 4 - Metais utilizados, sendo eles, em ordem numérica, cobre, ferro, alumínio e magnésio



Fonte: Elaborado pelos autores (2022).

Nas Fig. 5 a 8, são apresentados os resultados dos metais quando inseridos nas soluções. Sendo uma solução de HCl com concentração igual a 10%, uma solução de HCl de concentração igual a 20% e uma solução de ácido acético com concentração igual 20%.

Figura 5 - Momentos após a adição dos metais às soluções (I) HCl 20%; (II) HCl 10% e (III) CH₃COOH 20%. (a) Metal cobre; (b) Metal Ferro e (c) Metal alumínio



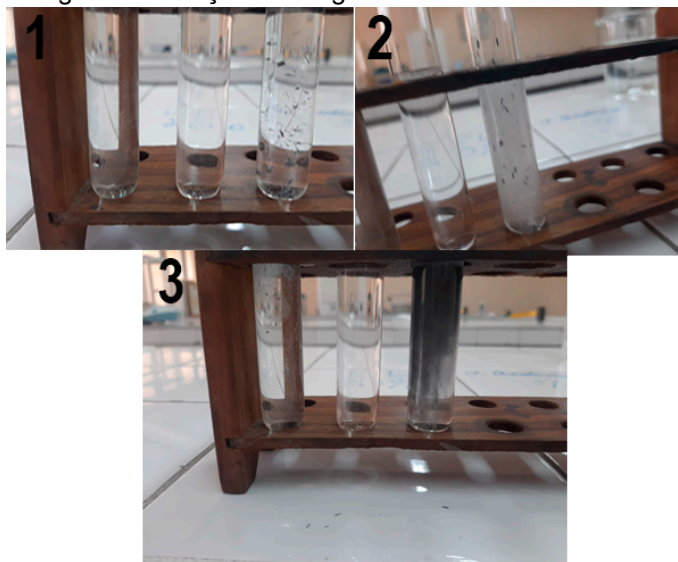
Fonte: Elaborado pelos autores (2022).

Observando a Fig. 5a, é possível verificar que em nenhum dos tubos de ensaio ocorreu sinais de reação química. Pela Tabela 1, que descreve que os potenciais padrão de redução e os de oxidação são o inverso, tem-se que o potencial padrão de oxidação do cobre é negativo ($\text{Cu} \leftrightarrow \text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \quad E^\circ = -0,34\text{V}$), o que justifica a não ocorrência de reação espontânea do metal na presença dos ácidos.

Para o Ferro e Alumínio (Fig. 5b e 5c), é possível observar sinais do acontecimento de reações, com a formação de bolhas (geração de $\text{H}_{2(g)}$) em todos os casos, sendo mais intenso nas soluções de HCl - 20%. Os dois metais apresentam potenciais de oxidação positivos, como observado na Tabela 1, e as reações que ocorrem são apresentadas na Tabela 2.

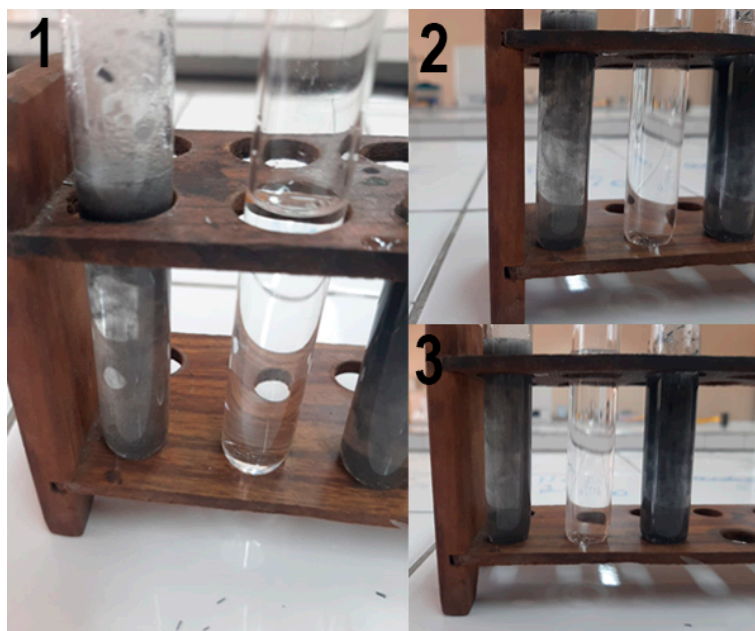
O magnésio foi utilizado em raspas, o que aumenta a área de contato e, conseqüentemente, intensifica a velocidade da reação (BESSLER; NEDER, 2011). Como observado nas Fig. 6 a 8, imediatamente após a inserção do metal nas soluções, já há a formação de bolhas de gás, indicativo de que a reação já está ocorrendo (SKOOG *et al.*, 2008). Verifica-se, também, uma coloração preta depois de alguns segundos do início da reação.

Figura 6 - Reação do magnésio com o ácido acético



Fonte: Elaborado pelos autores (2022).

Figura 7 - Reação do magnésio com o ácido clorídrico 10%



Fonte: Elaborado pelos autores (2022).

Observe-se que as bolhas se formam em maior quantidade nas soluções de HCl, em especial a de concentração 20% (Fig. 8), devido ao HCl ter maior facilidade de liberação dos íons H_3O^+ em relação ao ácido acético.

Figura 8 - Reação do magnésio com o ácido clorídrico 20%



Fonte: Elaborado pelos autores (2022).

Pela Tabela 1, verifica-se que o potencial padrão de oxidação do magnésio é igual a 2,375V, maior que todos os outros metais estudados, explicando a ocorrência de uma reação mais rápida e intensa. Justificando, também, o uso do magnésio como metal de sacrifício. Técnica em que o magnésio sofre oxidação, protegendo o metal utilizado nas estruturas. A utilização de um metal de sacrifício é um método de proteção catódica (SKOOG *et al.*, 2008), prática muito aplicada em tanques para combustíveis, navios, oleodutos e tubulações (BESSLER; NEDER, 2011).

Na Tabela 2, são apresentadas as reações que acontecem em cada tubo de ensaio, juntamente com o potencial obtido.

Tabela 2 - Reações de Corrosão

Metal	Reações	Potencial (V)
Ferro	$Fe \leftrightarrow Fe^{+2} + 2e^{-}$ $2 H^{+} + 2e^{-} \leftrightarrow H_2$	+0,44
	$Fe + 2H^{+} \leftrightarrow Fe^{+2} + H_2$	
Alumínio	$Al \leftrightarrow Al^{+3} + 3e^{-}$ $2 H^{+} + 2e^{-} \leftrightarrow H_2$	+ 1,66
	$2Al + 6H^{+} \leftrightarrow 2Al^{+3} + 3H_2$	
Magnésio	$Mg \leftrightarrow Mg^{+2} + 2e^{-}$ $2 H^{+} + 2e^{-} \leftrightarrow H_2$	+ 2,375
	$Mg + 2 H^{+} \leftrightarrow Mg^{+2} + H_2$	

Fonte: Elaborado pelos autores (2022).

Pilhas

Para a realização da terceira etapa da sequência de experimentos, inicialmente, monta-se a ponte salina, que consiste em uma mangueira preenchida de uma solução de NaCl e tampada com pedaços de algodão, de forma a não permitir a formação de bolhas de ar. Em sequência, cada ponta da ponte é inserida em um dos béqueres e os eletrodos de cobre e alumínio são inseridos nas soluções de $CuSO_4$ e de $Al_2(SO_4)_3$, respectivamente, conforme apresentado na Fig. 9.

Figura 9 - Montagem laboratorial da pilha de cobre e alumínio



Fonte: Elaborado pelos autores (2022).

Para determinar a eficiência da pilha de cobre e alumínio montada em laboratório, é medida a tensão entre os metais, utilizando um multímetro digital. O polo positivo, cátodo, é ligado ao cobre e o negativo, ânodo, ao alumínio. Como é possível verificar, na Fig. 10, a medição da tensão na pilha foi de 1,89V.

Figura 10 - Multímetro digital ligado aos eletrodos



Fonte: Elaborado pelos autores (2022).

Observe-se que o alumínio representa o ânodo, sofrerá oxidação e a sua placa será consumida com o decorrer da reação. O cobre receberá elétrons e, conseqüentemente, sofrerá redução, tendo a sua placa aumentada com o decorrer da reação (BESSLER; NEDER, 2011).

Pela Tabela 1, tem-se as reações de oxidação e redução que ocorreram na montagem acima:

<u>Semirreação no ânodo</u>	$\text{Al} \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	$E^\circ = + 1,66 \text{ V}$
<u>Semirreação no cátodo</u>	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Cu}$	$E^\circ = + 0,34 \text{ V}$
<u>Reação Global da Pilha</u>	$2 \text{ Al} + 3 \text{ Cu}^{2+} \leftrightarrow 2 \text{ Al}^{3+} + 3 \text{ Cu}$	$E^\circ = + 2,00 \text{ V}$

Utilizando a Equação 1, e sabendo que as soluções apresentavam concentrações iguais a 0,1 M, tem-se que a tensão teórica da pilha formada é 1,99V, o que resulta em um erro experimental de aproximadamente a 5%, aceitável para um experimento didático.

A seqüência abordada permite que o aluno visualize a evolução conceitual da eletroquímica: iniciando pela realização de uma reação química com elementos de elevado potencial para oxidação e para redução; posteriormente, verifica-se o potencial de metais, visualizando a ocorrência de corrosão em alguns casos; e por fim, o aluno acompanha a conversão de uma reação química em energia elétrica, que é o propósito geral de eletroquímica.

CONCLUSÕES

O presente trabalho teve o objetivo de apresentar uma metodologia do ensino de química experimental, associando a teoria e a experimentação, demonstrando aos alunos como os conceitos aprendidos em aula se aplicam e funcionam em situações reais.

A organização referente à ordem dos experimentos permite visão lógica e, gradativamente, mais profundas dos conhecimentos, apresentando tópicos que complementam o anterior, apontando um caminho de conceitos que o aluno pode seguir.

Com isso, o presente trabalho consegue, de forma satisfatória, cumprir sua proposta, demonstrando os três pilares principais da eletroquímica em aulas práticas, o que permite que os alunos exerçam sua autonomia na construção de novos aspectos relacionados ao saber.

REFERÊNCIAS

ALVES, V.; SILVA, L.; DINIZ, B. Experimentação no Ensino de Células Galvânicas Utilizando o Método Jigsaw. **Revista Virtual Química**, [S. l.], v. 12, n. 6, 2020.

ARNAUD, A. A.; FERNANDEZ, C. Modelos de Reações Redox: uma análise em livros didáticos de química. *In*: ENCONTRO NACIONAL DE PESQUISA EM EDUCAÇÃO EM CIÊNCIAS, 13, 2021, Campina Grande. **Anais** [...] Campina Grande: ENPEC, 2021.

BAGOTSKY, V.S. **Fundamentals of Electrochemistry**. 2. ed. Moscow: John Wiley & Sons, 2005.

BESSLER, K. E.; NEDER, A. V. F. **Química em Tubos de Ensaio**: uma abordagem para principiantes. 2. ed. São Paulo: Edgard Blucher, 2011.

BOCCHI, N.; FERRACIN, L.C.; BIAGGIO, S. R. Pilhas e Baterias: Funcionamento e Impacto Ambiental. **Química Nova na Escola**, [S. l.], v. 10, n. 11, 2000.

CHANG, R. **Química Geral**: conceitos essenciais. 4. ed. Nova York: McGraw-Hill Companies, 2010.

FERREIRA, M.; SUZUKI, R.; BONAFE, E.; MATSUSHITA, M.; ROBERTO, S. Ferramentas tecnológicas disponíveis gratuitamente para uso no ensino de química: uma revisão bibliográfica. **Revista Virtual Química**, [S. l.], v. 11, n. 3, 2019.

GOES, L. F.; NOGUEIRA, K. S. C.; FERNANDEZ, C. Limitations of Teaching and Learning Redox: a systematic review. **ERIC**, [S. l.], v. 78, n. 5, 2020.

GUIMARÃES, C. C. Experimentação no Ensino de Química: caminhos e descaminhos rumo à aprendizagem significativa. **Química Nova na Escola**, [S. l.], v. 31, n. 3, 2009.

LOPES, A. R.C. Potencial de Redução e Eletronegatividade. **Química Nova na Escola**, [S. l.], v. 10, n. 4, 1996.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química, um curso universitário**. São Paulo: Blucher, 1995.

ROTSSEN, W; SILVA, M; DINIZ, V. O Uso da Experimentação como Proposta para o ensino de Reações Químicas. **Enciclopédia Biosfera**, [S. l.], v. 15, n. 27, p. 4, 2018.

SKOOG, D. A.; WEST, D. M.; HOLLER, F. J.; CROUCH, S. R. **Fundamentos de Química Analítica**. São Paulo: Cengage Learning, 2008.

SILVA, R.; GAUCHE, R.; BAPTISTA, J.; SANTOS, W.; MOL, G.; MACHADO, P. Laboratório de Pesquisas em Ensino de Química da Universidade de Brasília – LPEQ/UnB: concepções, relatos e reflexões. **Revista Virtual Química**, [S. l.], v. 3, n. 1, 2011.

SUART, R. C.; MARCONDES, M. E. R. As habilidades cognitivas manifestadas por alunos do ensino médio de química em uma atividade experimental investigativa. **Revista Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências**, [S. l.], v. 8 n. 2, 2008.