

Experimentação Demonstrativa de Corrosão Como Meio de Aprendizagem da Tabela de Potenciais de Redução

Demonstrative Corrosion Experimentation as a Means of Learning the Reduction Potential Table

Luis H. S. Fonte Junior,^a Rosa C. D. Peres,^a Roberto S. Amado^{a,*}

^a Universidade Federal do Rio de Janeiro, Ilha do Fundão, Centro de Tecnologia, Instituto de Química, CEP 21941-909, Rio de Janeiro-RJ, Brasil

*E-mail: roberto@iq.ufrj.br

Submissão: 25 de Março de 2026 – Aceite: 28 de Maio de 2026 – Publicado online: 8 de Junho de 2026

Metallic corrosion, a spontaneous material transformation process, is explored in this work as a generative theme for teaching Electrochemistry in high school. Instruction in this area presents challenges due to the abstraction of concepts such as redox and the difficulty students often encounter in interpreting the Reduction Potential Table. The objective of this article is to present a demonstrative experimental sequence, based on Evans' salt-drop experiment, that employs low-cost and readily available materials to promote effective and contextualized learning. The methodology involves applying saline solutions to iron surfaces, using indicators such as phenolphthalein and red cabbage extract to identify pH variations. The results enable the visual identification of anodic and cathodic regions, as well as the demonstration of spontaneous reactions between iron and zinc metals and Cu^{2+} ions, highlighting the rapid formation of metallic deposits. The identification of compounds through color changes facilitated the correlation between macroscopic observations and submicroscopic processes. Finally, the proposed didactic sequence supports the transition from experimental practice to theoretical understanding, providing a solid foundation for the comprehension of reduction potentials and everyday electrochemical phenomena.

Keywords: Redox reactions; corrosion; electron transfer; demonstrative experimentation; Evans drop experiment.

1. Introdução

A corrosão é um processo espontâneo no qual os materiais metálicos sofrem transformações constantes, de forma que a sua durabilidade, bem como a sua eficiência, compromete os objetivos a que se destinam.¹ Do ponto de vista pedagógico, a corrosão eletroquímica é a mais apresentada nas escolas, por ser um processo espontâneo que ocorre quando o metal está em contato com uma solução aquosa (eletrólito), à temperatura ambiente, com a formação de uma pilha ou de uma célula de corrosão.²

A corrosão como tema gerador para o ensino de Eletroquímica vem sendo apresentada nos últimos anos. Merçon *et al.*²⁻⁵ foram um dos primeiros a discutir os diferentes tipos de corrosão, enfatizando fenômenos químicos e situações cotidianas a partir de experimentos simples de corrosão envolvendo situações do dia a dia, buscando o entendimento de conceitos importantes sobre a velocidade da reação de corrosão, além de uma discussão envolvendo a ciência, a tecnologia e o meio ambiente. Segundo Vaz *et al.*,⁶ o uso de experimentos de corrosão propiciou a discussão dos resultados entre estudantes e o

professor, auxiliando na formação de indivíduos críticos e reflexivos. Por outro lado, experimentos do tipo “receita de bolo” apenas ensinam os alunos a seguirem instruções pré-determinadas, em vez de estimularem a criatividade e o pensamento crítico.⁶

A experimentação é um dos principais suportes no ensino de Química. Pode ser classificada como investigativa, quando um problema específico é analisado, ou ilustrativa, voltada à demonstração de propriedades de materiais ou processos químicos.⁷ A aplicação de experimentos em sala de aula: i) desperta a intuição e a curiosidade dos alunos; ii) insere a metodologia científica pautada em induções e deduções; e iii) promove a observação e a análise de dados para a formação do pensamento indutivo. A criação de uma metodologia experimental focada no conhecimento e na sua transmissão é um alicerce fundamental para a educação.⁸ Além disto, a experimentação desempenha uma ponte entre o cotidiano observável e a compreensão teórica, com a conexão entre o nível macroscópico (fenômenos visíveis e tangíveis) e o nível submicroscópico (átomos, moléculas e íons), acessível apenas pela imaginação e pelos modelos. A partir dela, pode-se acumular conhecimento preciso e

confiável sobre a matéria e as suas transformações. Nesse contexto, a utilização de experimentos, sejam demonstrativos ou investigativos, deve ser acompanhada de estratégias que facilitem a conexão entre esses domínios.⁹ Em geral, o aluno entende que a demonstração de um fenômeno é suficiente para aprendê-lo. Contudo, isto pode levar a uma visão dogmática da ciência; é preciso que a atividade experimental não seja exclusivamente voltada à comprovação da teoria, mas sim um fator motivador.¹⁰

Em uma sociedade marcada por constantes inovações tecnológicas, é necessário empregar métodos alternativos no ensino e na aprendizagem de Eletroquímica, de modo a contextualizar os fenômenos químicos no cotidiano dos estudantes e articular teoria e prática. Para isto, o uso de experiências investigativas é a oportunidade de instigar o aprendizado, tornando a ação do educando mais ativa.¹¹ Aulas expositivas, nas quais demonstrações de experimentos são realizadas antes da apresentação dos aspectos teóricos a serem abordados e desconhecidos pelos alunos, podem auxiliar na construção do conhecimento necessário para a compreensão do tema. O educador, ao utilizar esta metodologia em sala de aula, pode discutir detalhadamente as transformações da matéria, aumentando as possibilidades de percepção destas pelo aluno no seu convívio diário.

Na literatura,^{2-6,11-14} encontram-se experimentos de corrosão que objetivam a reflexão sobre o processo corrosivo e a transferência de elétrons nas reações anódica e catódica. Entretanto, observa-se uma lacuna quanto à abordagem didática da Tabela de Potenciais de Redução. Neste contexto, o presente trabalho propõe uma sequência de experimentos de baixo custo, reproduzíveis em sala de aula ou em ambiente doméstico, visando à introdução dos conceitos de oxirredução e da Tabela de Potenciais de Redução no ensino médio, a fim de promover uma aprendizagem mais efetiva.

A sequência de experimentos iniciou-se com a corrosão do ferro, inspirado na gota salina de Evans, que proporciona uma rica discussão dos fenômenos químicos, de tal forma que os alunos possam construir e reconstruir o significado de seus conhecimentos.¹⁵ Contudo, a fim de estimular o raciocínio dos estudantes, foi realizado um experimento envolvendo a reação entre ferro metálico e íons Cu^{2+} , evidenciando que a corrosão não se limita a um único tipo de reação de transferência de elétrons. Em seguida, a substituição do ferro metálico por zinco metálico mostrou que a redução do íon Cu^{2+} não é uma característica exclusiva do ferro. Assim, a compreensão dos fenômenos envolvidos nas diferentes transformações permite ao aluno reconhecer as distintas capacidades das espécies químicas de doar e receber elétrons, refletidas na Tabela de Potenciais de Redução — não apresentada neste artigo, mas amplamente disponível em livros didáticos.

2. Experimental

2.1. Materiais

Os experimentos selecionados empregam materiais de baixo custo, facilmente disponíveis comercialmente e de baixa toxicidade, e apresentam cinética rápida, permitindo a observação dos produtos de corrosão em um curto intervalo de tempo. Foram empregados os seguintes materiais: lixas para parede com especificações de P20 e P200 para a retirada do verniz e o polimento da superfície, respectivamente; latas de alimentos em conserva, ou tampas metálicas, a base de ferro; um pedaço de zinco metálico, obtido a partir do eletrodo positivo de uma pilha comum não alcalina; e um conta-gotas para colocar as soluções nas superfícies metálicas.

2.2. Preparo de soluções

Uma solução salina (3,5 % m/m) foi preparada a partir da dissolução de 3,5 g de cloreto de sódio comercial (NaCl - sal de cozinha) em 100 mL de água potável. Também foi preparada uma solução (1,0 % m/m) do indicador ácido-base de fenolftaleína pela solubilização de 1,0 g de fenolftaleína em 100 mL de etanol comercial.

O extrato de repolho roxo foi obtido a partir de um pequeno repolho orgânico (cerca de 300 g), do qual se removeu o miolo, sendo as folhas picadas manualmente e acondicionadas em um liquidificador. Em seguida, adicionaram-se 200 mL de etanol comercial (40° GL), e a mistura foi triturada por 5 minutos. Posteriormente, acrescentaram-se mais 200 mL de água morna, mantendo-se a trituração por mais 5 minutos. A mistura resultante foi peneirada e, em seguida, filtrada utilizando-se um filtro improvisado de material não tecido (TNT). O extrato final, de coloração roxa intensa, apresentou um volume de 350 mL e foi armazenado sob refrigeração. Não se recomenda o uso de filtros de café para a remoção do material particulado, uma vez que seus poros são facilmente obstruídos.

A solução aquosa de íons Cu^{2+} foi preparada a partir de 2,0 g de sulfato de cobre usado para jardinagem, solubilizado em 100 mL de água potável. O sólido insolúvel foi descartado e, no experimento, empregou-se apenas o líquido sobrenadante de cor azul. Deste modo, recomenda-se a filtração da solução, com filtro de café, para retirada de material sólido.

2.3. Procedimento para os ensaios de corrosão

As superfícies das tampas, das latas e do zinco metálico foram lixadas para remoção da tinta (ou verniz), conforme apresentado na Figura 1 e, posteriormente, lavadas com detergente e acetona comercial para remoção de gordura e rápida secagem. A remoção da camada de verniz na face a



Figura 1. Tampa, lata e zinco metálico lixados e desengordurados

ser exposta às soluções é fundamental para garantir o acesso à superfície do aço, que constitui a fonte de ferro metálico.

No primeiro experimento, aplicaram-se gotas de solução salina 3,5 % (m/m) de NaCl em diferentes regiões da superfície metálica da lata e/ou da tampa de ferro. Em uma dessas gotas, adicionou-se uma gota de solução de fenolftaleína. Procedimento análogo foi realizado com o extrato de repolho roxo, que foi adicionado a uma das gotas da solução salina.

No segundo experimento, realizou-se a demonstração de uma reação de oxirredução entre o ferro metálico e uma solução aquosa de íons Cu^{2+} , a qual foi aplicada sobre a superfície da tampa e da lata.

Por último, a solução de íons Cu^{2+} foi aplicada sobre a superfície da placa de zinco. Em todas as demonstrações, aguardou-se o tempo necessário para a observação das transformações que ocorrem durante o processo de corrosão.

3. Resultados e Discussão

Os experimentos escolhidos, destinados ao ensino médio, podem ser realizados em dois tempos de aula consecutivos (50 minutos cada tempo), pois os produtos de corrosão podem ser visíveis em pouco tempo: no máximo cinco minutos para a identificação do íon hidroxila (OH^-) e aproximadamente 30 minutos para a formação do precipitado de óxido de ferro. A proposta é que sejam demonstrados pelo professor, na ordem discutida no presente artigo, e devem ser realizados antes da apresentação teórica do tema, servindo para estimular a curiosidade e o raciocínio crítico, permitindo que os alunos construam significados a partir da observação macroscópica para chegar à compreensão submicroscópica.⁹ Além disto, recomenda-se que o professor avalie o conhecimento prévio do alunado em uma roda de conversa.

Após cada experimento, o professor deve discutir detalhadamente as transformações observadas com os estudantes. Assim, espera-se facilitar a compreensão dos conceitos de oxidação e de redução até a introdução e a discussão da Tabela de Potenciais de Redução. Caso a escola disponha de laboratório, os ensaios podem ser realizados pelos próprios estudantes, uma vez que não envolvem reagentes ou gases tóxicos e apresentam estabilidade química.

Como exceção, destaca-se a obtenção da placa de zinco metálico a partir de uma pilha comum, procedimento que deve ser realizado pelo professor.

A sequência experimental foi motivada pelos trabalhos de Matos *et al.*¹⁶ e Wartha *et al.*,¹⁷ que utilizaram o fenômeno da corrosão com os seguintes objetivos: desmistificar concepções equivocadas acerca da deterioração metálica; superar dificuldades no processo de ensino-aprendizagem em Eletroquímica; e promover a construção do conhecimento do nível macroscópico ao microscópico. A experimentação como meio de aprendizagem de Química auxilia na construção das relações entre a teoria e a prática. Qualquer experimento, por mais simples que seja, deve ser utilizado pelos docentes a fim de despertar o interesse e o raciocínio científico nos seus alunos.

As tampas e as latas de alimentos são produzidas a partir de folhas de aço revestidas com estanho (chamadas de folhas de Flandres), envolvendo ainda a aplicação de verniz protetor interno, a litografia (impressão externa nas folhas) e os cortes para a finalização da lata. Os efeitos da ação de uma solução aquosa de NaCl na superfície de uma tampa e de uma lata podem ser vistos na Figura 2. A concentração de NaCl foi de 3,5% m/m, pois dados da literatura mostram que esta concentração produz alta taxa de corrosão, o que favorece a visualização pedagógica do fenômeno pelos estudantes.³ Embora a reação de oxirredução ocorra entre o ferro e o oxigênio, a presença de íons Na^+ e Cl^- em solução influencia o processo, uma vez que facilita a difusão de íons OH^- , promovendo a formação de produtos de corrosão em solução e evitando a passivação da superfície metálica.

Na região em que foi adicionada a solução salina de NaCl, observa-se, após determinado intervalo de tempo, o surgimento de um sólido de coloração marrom na superfície da lata. Na Figura 3, evidencia-se a formação desse sólido após 20 minutos de reação.

Como o principal metal presente na composição da liga metálica é o ferro, supõe-se que se trata do óxido de ferro(III), Fe_2O_3 . Por outro lado, na área onde foi também gotejada fenolftaleína (Figura 2), nota-se o aparecimento da cor rosa nos limites da gota, tanto na tampa quanto na lata, devido à presença de íons OH^- . Isto ocorre em função da dissolução de oxigênio molecular na solução, o qual sofre

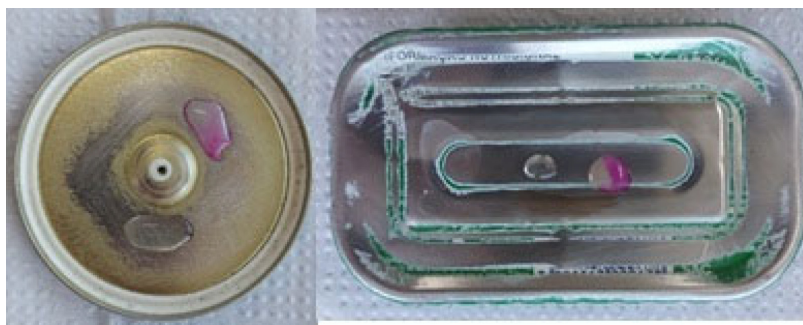


Figura 2. Ação da solução salina de NaCl em uma tampa e em uma lata de alimento: sem (gota incolor) e com fenolftaleína (gota rosa)



Figura 3. Ação da solução salina de NaCl em uma tampa após 20 minutos do gotejamento

redução conforme a semirreação representada na Equação 1. Todos os potenciais de redução das semirreações são aqueles encontrados na literatura.¹⁸



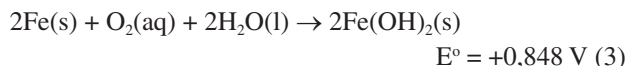
Este resultado indica a localização da região catódica, originária do deslocamento de elétrons, através do metal, provenientes da reação de oxidação do ferro (semirreação - Equação 2).



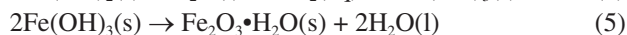
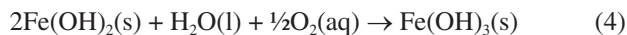
A área da coloração rosa expande-se com o tempo. Conforme mostrado na Figura 2, detecta-se que as reações de oxidação do metal e de redução do oxigênio ocorrem em regiões distintas da superfície. De acordo com Chen e Mansfeld,¹⁹ a força motriz para a reação de dissolução do ferro

no centro da gota possivelmente resulta da velocidade da reação catódica em uma camada fina do eletrólito nas adjacências da gota, ou seja, a velocidade da reação de oxirredução depende da difusão de O_2 através da solução aquosa. Por outro lado, o fenômeno de corrosão depende do fluxo de elétrons da região central da gota para as extremidades. Esse conceito não é de fácil compreensão pelos estudantes; contudo, a identificação dos compostos, evidenciada pelas mudanças de coloração antes e após as reações, contribui para a elucidação dos processos envolvidos, favorecendo a articulação entre os níveis macroscópico e submicroscópico.

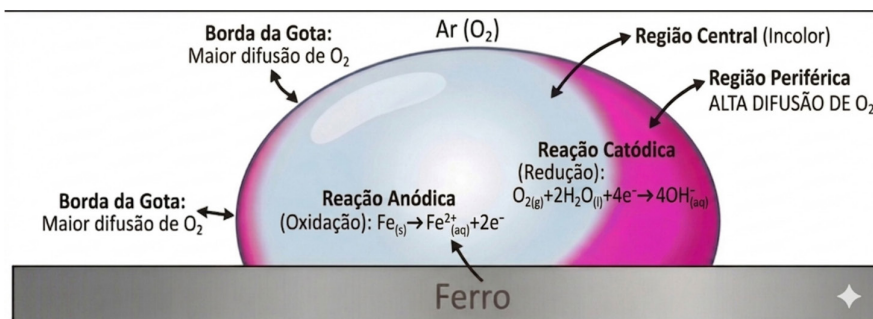
A reação global do fenômeno tem uma força eletromotriz positiva (Equação 3). Os processos envolvidos podem ser vistos conforme o Esquema 1.



A cor marrom pode ser compreendida por uma subsequente oxidação do hidróxido de ferro(II), $\text{Fe}(\text{OH})_2$, uma vez que os experimentos foram executados na atmosfera ambiente, existindo oxigênio molecular dissolvido na solução, levando à formação de óxido de ferro(III), Fe_2O_3 , de acordo com as Equações 4 e 5.

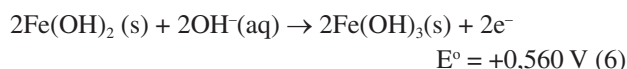


A oxidação do metal do estado Fe^{2+} a Fe^{3+} é termodina-

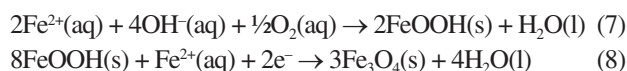


Esquema 1. Representação dos fenômenos envolvidos na corrosão do ferro (gerado por IA-Gemini)

micamente favorecida conforme ilustrado na semirreação (Equação 6).



A reação global apresentada na Equação 4, a partir das semirreações 1 e 6, tem uma força eletromotriz de +0,961 V. Desta forma, verifica-se que todo o processo de corrosão ocorre espontaneamente. No entanto, o processo de formação da ferrugem é mais complexo e supõe-se que seja formada principalmente por oxihidróxi de ferro(III), FeOOH , e Fe_3O_4 , conforme as Equações 7 e 8.

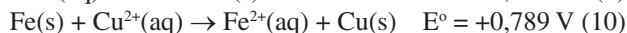


A formação de oxihidróxi de ferro(III) (FeOOH), magnetita (Fe_3O_4) e óxido de ferro (Fe_2O_3) amorfo é citada por Ishikawa *et al.*²⁰ Segundo os autores, a proporção desses materiais na ferrugem depende das condições da corrosão. Além disso, o processo de corrosão foi realizado na presença dos íons cloreto (Cl^-) que podem formar cloretos básicos de ferro, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, que são insolúveis.¹

Nesta proposta, a fenolftaleína, encontrada em lojas de produtos químicos, pode ser substituída pelo extrato de repolho roxo,^{21,22} facilmente preparado tanto pelo professor quanto pelo aluno no ambiente doméstico. O resultado deste ensaio é semelhante ao anterior que empregou fenolftaleína, conforme mostrado na Figura 4.

Com o tempo, observa-se uma mudança na coloração da solução de roxa para azul, mostrando a mudança de pH de neutro para um alcalino. A alteração do pH para valores alcalinos indica a formação de íons OH^- (Equação 1).

Nos experimentos até aqui realizados, a transferência de elétrons foi um processo entre um metal (neste caso, o ferro) e o oxigênio do ar, difundido na gota. Contudo, os estudantes podem ser questionados pelo professor quanto ao fato de a corrosão ocorrer apenas entre o metal e o ambiente ou se outras espécies químicas também seriam capazes de promover a oxidação do ferro metálico. Assim, a reação entre o ferro e uma solução aquosa contendo íons de outro metal constitui um exemplo adicional de processos de oxirredução que ocorrem espontaneamente. O íon metálico mais adequado para fins demonstrativos é o Cu^{2+} , uma vez que sua reação com o ferro apresenta cinética rápida, praticamente instantânea, além de o cobre metálico formado apresentar coloração avermelhada de fácil identificação, enquanto sua solução aquosa possui coloração azul característica. Na Figura 5, é possível ver o depósito de cobre na superfície da lata formado imediatamente após o gotejamento e a solução se tornando incolor, indicando a ausência dos íons Cu^{2+} em solução. A reação envolvida é descrita pelas semirreações de oxidação do ferro (Equação 2) e de redução do íon Cu^{2+} (Equação 9), resultando na reação global (Equação 10).



Observa-se que ocorre a redução dos íons Cu^{2+} e,

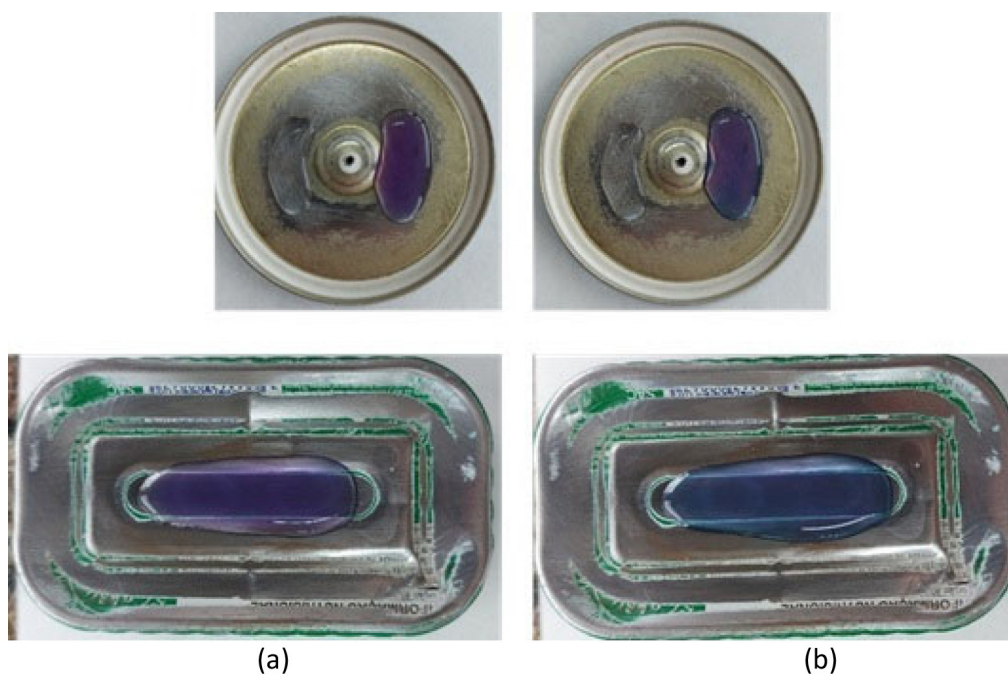


Figura 4. Experimentos de corrosão usando extrato de repolho roxo como indicador: (a) ao aplicar; (b) após 5 minutos

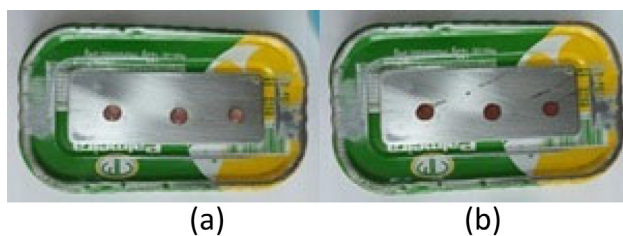


Figura 5. Resultado final da corrosão de ferro pela solução de CuSO_4 . (a) depósito metálico com solução incolor; (b) apenas o depósito metálico após a retirada da solução com um lenço de papel

consequentemente, há a oxidação do ferro, indicando que houve a transferência eletrônica entre o metal e o íon. Os ensaios propostos até aqui envolvem o ferro como a espécie doadora de elétrons e os alunos podem ser questionados se apenas este metal pode sofrer oxidação. A mudança do agente redutor por zinco auxilia na compreensão do processo de oxirredução como um fenômeno químico, não restrito a um único metal, mas característico quando uma espécie capaz de doar elétrons é colocada em contato com uma outra que tenha facilidade em os receber. Além disto, pode-se introduzir o conceito de pilhas galvânicas. Durante o contato da solução de íons Cu^{2+} com o zinco metálico (Figura 6), houve a mudança instantânea na coloração da tira, para vermelho, causada pela redução dos íons a cobre metálico e consequente oxidação do zinco (Semirreação - Equação 11), segundo a Equação 12.

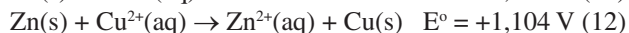
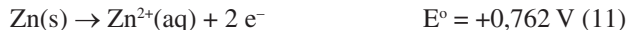


Figura 6. Superfície metálica mostrando o resultado da reação entre zinco metálico e íons $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$

Os alunos são, então, novamente instigados pela coloração, indicativa da formação de cobre metálico, a refletirem sobre as características que levam um metal a ceder elétrons a outro íon metálico, ou a qualquer espécie química. Desta forma, após visualizarem a reação do ferro metálico frente ao oxigênio e aos íons Cu^{2+} , bem como zinco metálico e os íons Cu^{2+} , o professor deve questionar os alunos como saber quais espécies são capazes de doar ou de receber elétrons. A resposta a este questionamento é a Tabela de Potenciais de Redução que o professor deve apresentar e indicar que: a)

todas as semirreações escritas são de redução, ou seja, todas as espécies à esquerda recebem elétrons. Esta convenção foi estabelecida pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) a ser atendida em toda bibliografia de Química; b) todos os potenciais listados são denominados Potencial Padrão de Redução e c) quanto mais positivo o seu valor, maior a facilidade daquela espécie em se reduzir. É recomendado que o docente utilize as semirreações de redução das espécies apresentadas nos experimentos para auxiliar os alunos na compreensão da Tabela. Entretanto, deve-se, também, explicar que a Tabela de Potenciais de Redução possibilita a obtenção das semirreações de oxidação, bastando, para isto, inverter a reação, bem como o sinal algébrico do potencial. O professor pode calcular a força eletromotriz de todas as reações apresentadas, evidenciando que os valores obtidos são positivos e, portanto, indicam que as transformações são termodinamicamente espontâneas. Como atividade complementar, pode-se solicitar aos alunos que prevejam os produtos de uma reação distinta.

4. Conclusão

Os experimentos de corrosão propostos auxiliam na aprendizagem dos conceitos eletroquímicos a partir do diálogo entre professor e aluno sobre as transformações que ocorrem nos metais, relacionando-as aos fenômenos de oxidação, redução, transferência de elétrons, cátodo e ânodo observados no cotidiano. O experimento da gota salina de Evans destaca-se por sua simplicidade, pelo uso de materiais acessíveis, pela fácil execução e pela riqueza de dados e informações que proporciona. Trata-se de uma atividade aplicável sob diferentes abordagens, como experimentação investigativa (realizada pelos alunos) ou demonstrativa, o que possibilita a exploração de diversos conceitos químicos e favorece uma aprendizagem mais efetiva. O ordenamento proposto nesta sequência didática permite um crescimento de conceitos eletroquímicos levando a uma melhor compreensão da Tabela de Potenciais de Redução, um conhecimento que os estudantes do ensino médio, em geral, apresentam dificuldades. Além disso, esse aprendizado pode ser consolidado por meio do cálculo da força eletromotriz das reações. Por fim, o emprego do extrato de repolho roxo auxilia na visualização das variações de pH do meio de forma eficaz, permitindo que o experimento seja facilmente reproduzido pelos alunos em casa.

Agradecimentos

Agradecemos ao Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional, PROFQUI, pela oportunidade de realizar este trabalho.

Referências Bibliográficas

1. Gentil, V.; *Corrosão*, 6a. ed., LTC: Rio de Janeiro, 2011.
2. Merçon, F.; Canesso, P. I. G.; Mainier, F. B.; Corrosão: Um Exemplo Usual de um Fenômeno Químico. *Química Nova na Escola* **2004**, *19*, 11. [[Link](#)]
3. Merçon, F.; Canesso, P. I. G.; Mainier, F. B.; Sistemas Experimentais para o Estudo da Corrosão em Metais. *Química Nova na Escola* **2011**, *33*, 57. [[Link](#)]
4. Souza, E. T.; Souza, C. A.; Mainier, F. B.; Canesso Guimarães, P. I.; Merçon, F.; Corrosão de Metais por Produtos de Limpeza. *Química Nova na Escola* **2007**, *26*, 44. [[Link](#)]
5. Costa, T. S.; Ornelas, D. L.; Canesso Guimarães, P. I.; Merçon, F.; A Corrosão na Abordagem da Cinética Química. *Química Nova na Escola* **2005**, *22*, 31. [[Link](#)]
6. Vaz, E. L. S.; Assis, A.; Codaro, E. N.; Análise experimental da resistência à corrosão e da velocidade de corrosão: uma proposta pedagógica. *Química Nova na Escola* **2011**, *33*, 61. [[Link](#)]
7. Lisbôa, J. C. F.; QNEsc e a Seção Experimentação no Ensino de Química. *Química Nova na Escola* **2015**, *37*, 198. [[Crossref](#)]
8. Giordan, M.; O Papel da Experimentação no Ensino de Ciências. *Química Nova na Escola* **1999**, *10*, 43. [[Link](#)]
9. Laohapornchaiphon, J.; Chenprakhon, P.; A Review of Research on Learning Activities Addressing the Submicroscopic Level in Chemistry. *Journal of Chemical Education* **2024**, *101*, 4552. [[Crossref](#)]
10. Galliazzzi, M. C.; Gonçalves, F. P.; A Natureza Pedagógica da Experimentação: Uma pesquisa na Licenciatura em Química. *Química Nova* **2004**, *27*, 326. [[Crossref](#)]
11. 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* **2018**, *40*, 258. [[Crossref](#)]
12. Miranda, A. J. A.; Silva, A. L. P.; Sá-Silva, J. R.; Corrosão no Ensino de Química: uma análise dos artigos publicados em *Química Nova na Escola*. *Química Nova na Escola* **2020**, *42*, 322. [[Crossref](#)]
13. Vaz, E. L. S.; Codaro, E. N.; Acciari, H. A.; Efeito dos Óxidos de Nitrogênio e de Enxofre na Corrosão de Cobre e Zinco: Um Experimento para o Ensino da Corrosão. *Revista Virtual Química* **2013**, *5*, 713. [[Crossref](#)]
14. Vaz, E. L. S.; Codaro, E. N.; Acciari, H. A.; Uma Experiência de Corrosão Metálica em Meio Ácido. *Revista Virtual Química* **2013**, *5*, 724. [[Crossref](#)]
15. Sainz-Rosales, A.; Ocampo-Lazcarro, X.; Hernández-Pérez, A.; González-Gutiérrez, A. G.; Larios-Durán, E. R.; De León, C.P.; Walsh, F. C.; Bárcena-Soto, M.; Casillas, N.; Classic Evans's Drop Corrosion Experiment Investigated in Terms of a Tertiary Current and Potential Distribution. *Corrosion and Material Degradation* **2022**, *3*, 270. [[Crossref](#)]
16. Matos, L. A. C.; Takata, M. H.; Banczek, E. P.; A Gota Salina de Evans: Um Experimento Investigativo, Construtivo e Interdisciplinar. *Química Nova na Escola* **2013**, *35*, 237. [[Link](#)]
17. Wartha, E. J.; Reis, M. S.; Silveira, M. P.; Guzzi Filho, N. J.; Jesus, R. M.; A Maresia no Ensino de Química. *Química Nova na Escola* **2007**, *26*, 17. [[Link](#)]
18. Lide, D. R.; *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 87th ed. CRC Press/Taylor and Francis: Boca Raton, 2006.
19. Chen, C.; Mansfeld, F.; Potential Distribution in The Evans Drop Experiment. *Corrosion Science* **1997**, *39*, 409. [[Crossref](#)]
20. Ishikawa, T.; Kondo, Y.; Yasukawa, A.; Kandori, K.; Formation of Magnetite in the presence of ferric oxyhydroxides. *Corrosion Science* **1998**, *40*, 1239. [[Crossref](#)]
21. Gouveia-Matos, J. A. M.; Mudanças nas cores dos extratos de flores e do repolho roxo. *Química Nova na Escola* **1999**, *10*, 6. [[Link](#)]
22. Cunha, M. B.; Lima, F. O.; A Saga do Repolho Roxo no Ensino de Química. *Química Nova na Escola* **2022**, *43*, 295. [[Crossref](#)]