

EXPERIMENTAÇÃO COMO INSTRUMENTO PEDAGÓGICO: ELETROQUÍMICA NO ENSINO INVESTIGATIVO

EXPERIMENTATION AS A PEDAGOGICAL INSTRUMENT: ELECTROCHEMISTRY IN INVESTIGATIVE TEACHING

Guilherme R. Araújo¹; Anna B. V. Pavão²; Rafaela G. Faustino³; José de B. M. Neto⁴;
Aparecida H. Medeiros do Carmo⁵ Raquel M. T. Fernandes⁶; Alamgir Khan⁷

1,3 – Graduando (a) de licenciatura de Química, Universidade Estadual do Maranhão, (UEMA). São Luís, MA, Brasil.

4,5 – Programa de Pós-Graduação em Engenharia Aeroespacial – PPGEA, Universidade Estadual do Maranhão. Brasil.

6,7 – Departamento de Química, Universidade Estadual do Maranhão. São Luís, Brasil.
guilherme.araujo1201@gmail.com

RESUMO

O ensino da eletroquímica é voltado para o público no ensino médio especialmente ao segundo ano ou superior em físico-química para compreender acerca do que é uma pilha e seu funcionamento básico. Este estudo envolve a construção de uma pilha Daniell para demonstrar como as células galvânicas e eletrolíticas. As células eletroquímicas são dispositivos fundamentais porque permitem que a energia química seja convertida em energia elétrica e vice-versa. Essa conversão é impulsionada pelo movimento de elétrons produzidos por reações químicas a estrutura da célula consiste em duas meias-células, cada uma contendo um eletrodo e uma solução eletrolítica. As meias-células contêm as meias-reações de oxidação e redução, que são fisicamente separadas, permitindo a transferência de elétrons por meio de um circuito externo impulsionado pela diferença de potencial e é essencial para a geração de corrente elétrica, desse processo foi utilizado concentrações de 0,05, 0,09 e 0,1 mol/L de FeSO₄, CuSO₄ e ZnSO₄. As células eletrolíticas, por outro lado, requerem uma fonte de energia externa para impulsionar reações químicas que não ocorreriam espontaneamente. A eletroquímica tem muitas aplicações tecnológicas e ambientais, incluindo o desenvolvimento de baterias mais eficientes, prevenção de corrosão e tratamento de resíduos.

Palavras-chave: Eletroquímica, Construção de pilhas, Investigação científica.

ABSTRACT

The teaching of electrochemistry is aimed at the public in high school, especially in the second year or higher in physical chemistry to understand what a battery is and its basic functioning. This study involves building a Daniell stack to demonstrate how galvanic and electrolyte cells can be used. Electrochemical cells are fundamental devices because they allow chemical energy to be converted into electrical energy and vice-versa. This conversion is driven by the movement of electrons produced by chemical reactions. The cell structure consists of two half-cells, each containing an electrode and an electrolyte solution. The half-cells contain the

oxidation and reduction half-reactions, which are physically separated, allowing the transfer of electrons through an external circuit driven by the potential difference and is essential for the generation of electric current, from this process concentrations of 0.05, 0.09 and 0.1 mol/L of FeSO₄, CuSO₄ and ZnSO₄ were used. Electrolytic cells, on the other hand, require an external energy source to drive chemical reactions that would not occur spontaneously. Electrochemistry has many technological and environmental applications, including developing more efficient batteries, preventing corrosion, and treating waste.

Keywords: Electrochemistry, Battery construction, Scientific research.

INTRODUÇÃO

Segunda a autora Mayra Cristina da Silva [1], relatar que a representação da pilha de Daniell aparece em livros didáticos colocado no conteúdo de eletroquímica voltado ao público no segundo ano do ensino médio e ao ensino superior abordado em química geral ou físico-química, as imagens utilizadas para representa a pilha com livros ou na própria internet são diferentes entre dispositivos criados no século XIX e o modelos didático são perceptível como a disposição dos recipientes contendo os eletrólitos era diferente, como falta da ponte salina e as escolhas dos eletrodos que vista de forma óbvia o zinco e o cobre, o mesmo ocorrer com eletrólito. O modelo didático serve para explicar vários conceitos e contribuir para o ensino da eletroquímica. As células eletroquímicas são dispositivos essenciais que convertem energia química em elétrica e vice-versa, com base na movimentação de elétrons gerada por reações químicas. Existem dois tipos principais: as células galvânicas e as células eletrolíticas. As células galvânicas, ou voltaicas, realizam reações de oxirredução espontâneas que produzem eletricidade. Por outro lado, as células eletrolíticas requerem uma fonte de energia externa para impulsionar reações químicas que não ocorreriam espontaneamente. Uma célula eletroquímica é formada por duas meias-células, cada uma contendo um eletrodo imerso em uma solução eletrolítica. Nessas meias-células, acontecem as semi-reações de oxidação e redução, que são mantidas fisicamente separadas, possibilitando o fluxo de elétrons por um circuito externo. Esse mecanismo é fundamental para a geração de eletricidade e para o funcionamento de baterias [2]. No caso das células eletrolíticas, há dois eletrodos – o ânodo, com carga positiva, e o cátodo, com carga negativa – que estão mergulhados em uma solução aquosa ou em um solvente contendo íons, conhecida como eletrólito. Uma fonte externa de energia elétrica é responsável por induzir reações de oxidação e redução não espontâneas nesses eletrodos. Nesse processo, os elétrons fluem do ânodo para o cátodo por meio de um circuito externo, enquanto os íons positivos (cátions) e negativos (ânions) se deslocam pelo eletrólito para manter o equilíbrio de carga [2,3].

De acordo com a equação de Nernst, a força eletromotriz de uma bateria é afetada pela concentração de reagentes e produtos no meio reacional, o que fornece uma relação quantitativa entre o potencial eletroquímico e a atividade dos íons na solução [4]. Com isso, esta equação se torna essencial para a compreensão e a gestão dos processos eletroquímicos, possibilitando a análise detalhada dos potenciais de eletrodos e a otimização de condições para reações desejadas. Ademais, para verificar a espontaneidade das reações químicas em sistemas eletroquímicos é preciso analisar a variação da energia livre de Gibbs (ΔG). Nas células galvânicas, quando a reação global é espontânea ($\Delta G < 0$), a energia química é transformada em energia elétrica. Em contraste, nas células eletrolíticas, a energia elétrica fornecida por uma fonte externa provoca uma reação química não espontânea ($\Delta G > 0$). Assim, as células galvânicas representam uma solução eficiente e compacta para o armazenamento e a liberação controlada de energia química sob a forma de corrente elétrica, com base em uma diferença de potencial [5]. Deste modo, a equação de Nernst, desenvolvida por Walther Nernst em 1889,

disponibiliza uma metodologia quantitativa para o cálculo do potencial elétrico de uma célula eletroquímica, fundamentada nas concentrações das espécies reativas envolvidas. Esta equação estabelece uma relação entre o potencial da célula e as atividades dos íons nas soluções, permitindo a determinação do potencial padrão (E°) da célula, que é específico para cada configuração eletroquímica. Deste modo, a referida equação é fundamental para a compreensão e gestão dos processos eletroquímicos, possibilitando a análise detalhada dos potenciais de eletrodos e a otimização das condições para reações desejadas. O presente trabalho tem como objetivo montar uma célula eletroquímica utilizando duas meias-reações separadas fisicamente, investigar a influência das concentrações das espécies no potencial da célula e a utilizar os dados obtidos para calcular a constante de equilíbrio das reações envolvidas. Este experimento auxilia na compreensão mais profunda de como é o funcionamento das células eletroquímicas na prática, ou seja, em contextos reais. Além disso, explora a importância da relação entre o potencial elétrico e a atividade dos íons.

MATERIAIS E MÉTODOS

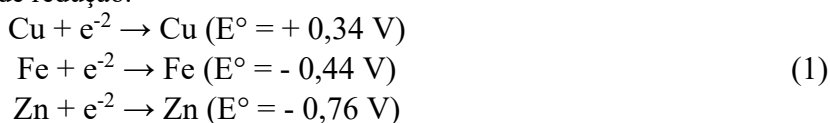
Para realizar as práticas experimentais, foram utilizados materiais e equipamentos como: Água destilada; Béqueres; Balança analítica; Balões Volumétricos; Placas de Cobre, Ferro (prego) e de Zinco como eletrodos; Soluções de Sulfato de Cobre (II), Sulfato de Zinco, Sulfato de Ferro e Cloreto de Potássio e o Multímetro para medir corrente elétrica.

O experimento foi dividido em três etapas. O primeiro passo realizado foi o cálculo, pesagem e o preparação das diferentes soluções e concentrações para meias-células, soluções de CuSO_4 , ZnSO_4 e FeSO_4 com concentrações de 0,05, 0,09 e 0,1 mol/L e KCl (1,0 mol/L). Este método permitiu determinar a quantidade precisa de todos os solutos a ser dissolvidos em cada concentração específica. Em seguida, para a preparação das células eletroquímicas, foram utilizados béqueres, sendo divididos de acordo com as concentrações das soluções e colocados as placas de Ferro (prego), Zinco e Cobre para a produção das células, porém antes de serem adicionadas foram limpas com a ajudar de uma palha de aço para eliminar qualquer resíduo existente. Após esse processo foi realizado as verificações se os eletrodos estavam corretamente posicionados, a ponte salina funcionando e então feito a medição da voltagem com Multímetro Digital e calculado a variação de potencial de cada uma das células.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

A pilha de Daniell constitui uma demonstração fundamental dos princípios das células galvânicas e da eletroquímica. A referida pilha ilustra de forma objetiva como a energia química pode ser convertida em energia elétrica. O estudo das células eletrolíticas é crucial para o desenvolvimento de tecnologias de armazenamento e conversão de energia, bem como para a compreensão dos processos redox e das reações químicas que geram corrente elétrica [6]. Para determinar quais espécies oxidam e reduzem nas células voltaicas e, consequentemente, identificar o cátodo e o ânodo, é necessário analisar os potenciais padrão de redução (E°) das espécies envolvidas. Para os cálculos foram usados como valores os potenciais padrão de redução presente na tabela 1.

Tabela: 1 – Potenciais padrão de redução.



Como visto, dentro da célula voltaica o ânodo é o eletrodo onde ocorre a oxidação, sendo negativo na célula voltaica, enquanto o cátodo é onde ocorre a redução, sendo positivo [7], demonstrado na tabela 2, a configuração das células. Cada eletrodo está imerso em uma solução eletrolítica que contém íons, permitindo a condução de eletricidade. A ponte salina ou a parede porosa conecta as duas semi-células e permite o fluxo de íons entre elas para manter a neutralidade elétrica durante a reação. Geralmente a referida contém uma solução de sal inerte, enquanto a parede porosa permite a passagem de íons, mas impede a mistura direta das soluções.

Tabela: 2 – Células voltaicas produzidas no experimento.

$\text{Zn} \text{ZnSO}_4 \text{CuSO}_4 \text{Cu}$	$\text{Fe} \text{FeSO}_4 \text{CuSO}_4 \text{Cu}$	$\text{Zn} \text{ZnSO}_4 \text{FeSO}_4 \text{Fe}$ (2)
Oxi. (Ânodo): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$	$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
Red. (Cátodo): $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$

A comparação das voltagens obtidas com os valores padrão revela que, em todas as células, existe uma diferença, com as voltagens obtidas a permanecerem consistentemente inferiores às esperadas, porém o gráfico mostrar uma tendência de proporcionalidade com a voltagem de células estudadas, é possível ver entre todas as células que a CuSO_4 e ZnSO_4 deve a maior voltagem obtida, mas longe no padrão, conforme a figura 1.

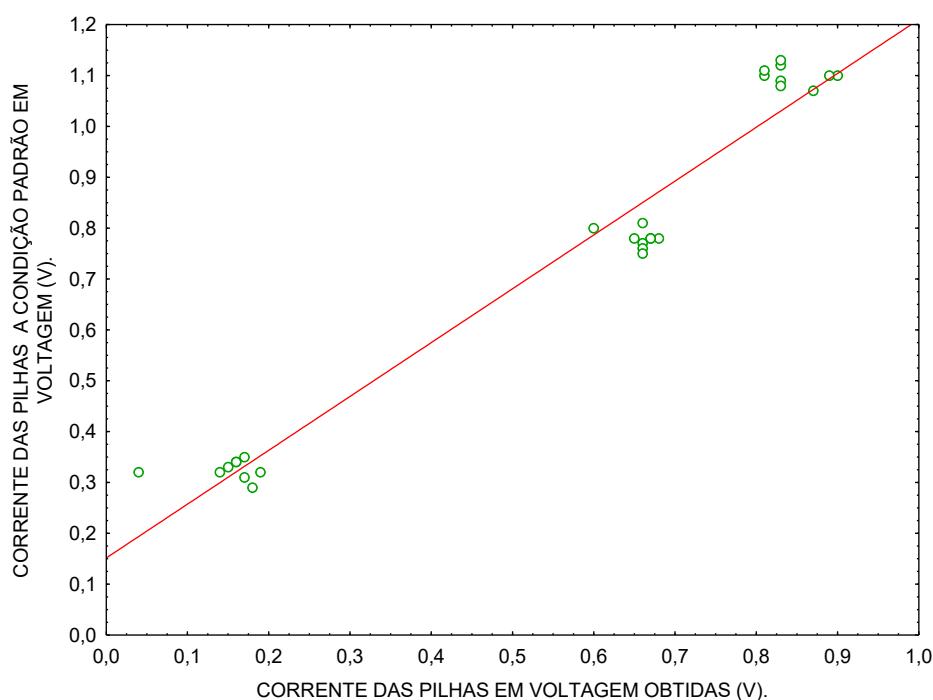


Fig. 1 - Gráfico de dispersão entre voltagem padrão das pilhas com a voltagem obtida.

A origem dessas discrepâncias pode ser atribuída a diversos fatores, tais como impurezas nos reagentes, mudanças de temperatura, condições de laboratório não ideais, outro ponto que chama atenção são células com mesmas concentrações, pois apresentam valores abaixo no padrão, vale ressaltar que as pilhas de Sulfato de Ferro com Sulfato de Cobre e de Zinco em comparação com o CuSO_4 e ZnSO_4 que pode ser explicado pela diferença de potencial. Segundo Atkins [8], a equação de Nernst é essencial para compreender como as variações nas condições experimentais, como as concentrações das soluções, influenciam o potencial eletroquímico e, uma vez que esta pode determinar a voltagem de uma célula

eletroquímica, é necessário considerar o quociente das concentrações, o número de mols envolvidos e o potencial padrão. Assim, o quociente da reação representa a divisão entre a concentração dos produtos sobre os reagentes. Difere-se da constante de equilíbrio, pois é calculado quando o sistema ainda não está com suas velocidades diretas e inversa iguais. Já a constante é calculada no momento que a célula tem seu $E = 0$. Sabendo disso, algumas das células voltaicas do estudo que possuíram as soluções eletrolíticas com a mesma concentração, devido ao ser $Q = 1$, apresentaram valores iguais ao E° , teoricamente. Veja nas tabelas 5 e 6 os resultados.

Tabela 5: Constante de Equilíbrio das células voltaicas estudadas.

Células	Constante de Equilíbrio (K_{eq})	Diferença de Potencial (E°)
FeSO₄ + CuSO₄	$2,2 \cdot 10^{26}$	0,78 V
FeSO₄ + ZnSO₄	$6,5 \cdot 10^{10}$	0,32 V
CuSO₄ + ZnSO₄	$1,5 \cdot 10^{37}$	1,1 V

A partir das análises feitas, observa-se que as células com maior diferença potencial como CuSO₄ + ZnSO₄ (1,1 V), apresentam constantes de equilíbrio muito grandes ($1,5 \times 10^{37}$), o que indica reações altamente favorecidas de acordo com a tabela 5.

Tabela 6: Quocientes das reações de estudo.

Células de Estudo	Quociente de Reação (Q)	Células de Estudo	Quociente de Reação (Q)	Células de Estudo	Quociente de Reação (Q)
1	$2,39 \cdot 10^3$	10	$2,46 \cdot 10^4$	19	$5,50 \cdot 10^{30}$
2	$5,20 \cdot 10^3$	11	$1,20 \cdot 10^6$	20	$6,30 \cdot 10^9$
3	$5,20 \cdot 10^3$	12	$2,90 \cdot 10^9$	21	$1,20 \cdot 10^7$
4	$1,13 \cdot 10^4$	13	$5,36 \cdot 10^4$	22	$5,90 \cdot 10^7$
5	$1,13 \cdot 10^4$	14	$5,53 \cdot 10^5$	23	$6,30 \cdot 10^9$
6	$1,13 \cdot 10^4$	15	$2,54 \cdot 10^5$	24	$1,30 \cdot 10^9$
7	$2,46 \cdot 10^4$	16	$5,53 \cdot 10^5$	25	$1,30 \cdot 10^9$
8	$1,13 \cdot 10^4$	17	$1,16 \cdot 10^5$	26	$1,30 \cdot 10^9$
9	$1,20 \cdot 10^6$	18	$2,54 \cdot 10^5$	27	$1,30 \cdot 10^9$

Com base nas análises realizadas, foi possível constatar que as células com maior diferença potencial, nomeadamente CuSO₄ e ZnSO₄ (1,1 V), apresentam constantes de equilíbrio substancialmente elevadas ($1,5 \times 10^{37}$), o que sugere reações altamente favorecidas. Contudo, os valores experimentais de quociente da reação (Q) frequentemente não correspondem às constantes teóricas de equilíbrio (K_{eq}), o que aponta que os fatores experimentais afetaram os resultados, as células de estudo 19 a 27. Por exemplo, relativamente à célula FeSO₄ e CuSO₄, a constante teórica é $2,2 \cdot 10^{26}$, contudo, os valores experimentais oscilam entre $2,39 \cdot 10^3$ e $1,20 \cdot 10^6$, referentes células 1 a 9, o que indica que os fatores experimentais influenciaram os resultados e refletiram no gráfico.

CONCLUSÕES

A pesquisa sobre as células eletroquímicas, seu equilíbrio e espontaneidade foi bem-sucedida, pois conseguiu demonstrar a importância da eletroquímica, com destaque para a Pilha

de Daniel. O experimento mostrou como as reações redox podem produzir energia elétrica e enfatizou a importância das variações de potencial e do equilíbrio químico. Mesmo com algumas das células apresentarem alta diferença de potencial e constantes de equilíbrio muito grandes como, por exemplo, a CuSO_4 e ZnSO_4 , os valores experimentais para o quociente da reação (Q) podem divergir das constantes teóricas (K_{eq}), indicando possíveis variações experimentais. Desta forma, conclui-se que os resultados enfatizam, a importância da equação de Nernst para compreender como as mudanças nas concentrações das soluções podem afetar o potencial eletroquímico de uma célula. Foi possível perceber que, para células com soluções eletrolíticas de mesma concentração, o quociente de reação (Q) é igual a 1, resultando em valores de potencial eletroquímico iguais ao potencial padrão (E°), conforme foi previsto teoricamente. É importante que seja realizada pesquisas como essas para expandir o conhecimento teórico já existente, além de servir como subsídio para futuros estudos.

AGRADECIMENTOS

É com enorme gratidão que expresso ao programa PIBIC da UEMA, ao laboratório de Físico-Química e ao Núcleo de Ensino de Química Teórica e Aplicada (NEQTA) e ao Dr. Professor Alamgir Khan (Orientador). Gostaria de expressar o meu profundo agradecimento à minha família e a Deus por tudo.

REFERÊNCIAS

- [1] COSTA, Mayra Cristina da Silva. Uma convergência entre História da Ciência e Ensino de Química: o caso da pilha de Daniell. 2021. Tese de Doutorado. Universidade de São Paulo.
- [2] ATKINS, Peter; DE PAULA, Julio. Físico-Química: Volume 1. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2018.
- [3] ATKINS, P. e JONES, L. Princípios de química. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.
- [4] MASTERTON, W.L.; SLOWINSKI, E.J. e STANITSKI, C.L. Princípios de química. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1990.
- [5] VILLULLAS, H. Mercedes; TICIANELLI, Edson A.; GONZÁLEZ, Ernesto R. Atualidades EM Química.
- [6] COSTA, Mayra Cristina da Silva; PORTO, Paulo Alves. A pilha de Daniell: um estudo de caso histórico. Caderno Brasileiro de Ensino de Física, [S. l.], 38(3), 1650–1673, 2021
- [7] AMADO, Roberto Salgado et al. Pilhas a combustível de óxido sólido: materiais, componentes e configurações
- [8] ATKINS, P., de Paula, J. Físico-Química. Rio de Janeiro: LTC, 2010.