

ESTRATÉGIA INVESTIGATIVA-EXPERIMENTAL PARA ELETROQUÍMICA: CONSTRUÇÃO DE UMA PILHA

Guilherme R. Araújo¹; Ana C. de J. Mendonça²; Anna B. V. Pavão³; Rafaela G. Faustino⁴; José de B. M. Neto⁵; Raquel M. T. Fernandes⁶; Alamgir Khan⁷
*guilherme.araujo1201@gmail.com*¹; *anacarokina987@gmail.com*²; *bia.pavao133@gmail.com*³;
*rafaela.faustino27@gmail.com*⁴; *britomonteiro712@gmail.com*⁵; *raquelfernandes@professor.uema.br*⁶;
*alamgir@cecen.uema.br*⁷

Palavras-Chave: Experimentação, Eletroquímica, Pilhas

Introdução

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 (Atkins & de Paula, 2010). 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 (Atkins & Jones, 2006; Masterton et al., 1990).

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 (Bard e Faulkner, 2001). 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 (Villullas, 2002).

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.

Material e Métodos

Para realizar as práticas experimentais, foram utilizados materiais e equipamentos como: Água destilada; Béqueres; Balança analítica; Balões Volumétricos; Placas de cobre, ferro e de zinco como eletrodos; Soluções de CuSO_4 (0,09, 0,1 e 0,05 mol/L), ZnSO_4 (0,09, 0,1 e 0,05 mol /L), FeSO_4 (0,09, 0,1 e 0,05 mol /L) e KCl (1,0 mol/L); e 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 meias-células. Foram preparadas soluções de CuSO_4 (0,09, 0,1 e 0,05 mol/L), ZnSO_4 (0,09, 0,1 e 0,05 mol /L), FeSO_4 (0,09, 0,1 e 0,05 mol /L) e KCl (1,0 mol/L). 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, zinco e cobre para a produção das células, porém antes de serem adicionadas foram limpas com o auxílio de uma palha de aço para eliminar qualquer resíduo existente. Após isso montou-se as células eletroquímicas unindo as meias células com uma ponte salina feita de papel toalha e foi conectado aos eletrodos um multímetro, obtendo assim a voltagem das células.

Resultados e Discussão

A pilha de Daniell é uma demonstração fundamental dos princípios das células galvânicas e da eletroquímica. Ela 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, além de proporcionar uma compreensão básica dos processos redox e das reações químicas que geram corrente elétrica (Costa et al, 2021).

Para determinar quais espécies oxidam e reduzem nas células voltaicas e, conseqüentemente, 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 figura -1. Além disso, veja na tabela -1 as seguintes células voltaicas montadas no experimento.

Figura 1: Potenciais padrão de redução.

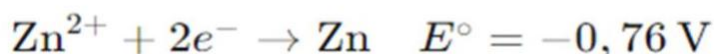
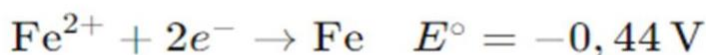
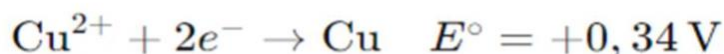


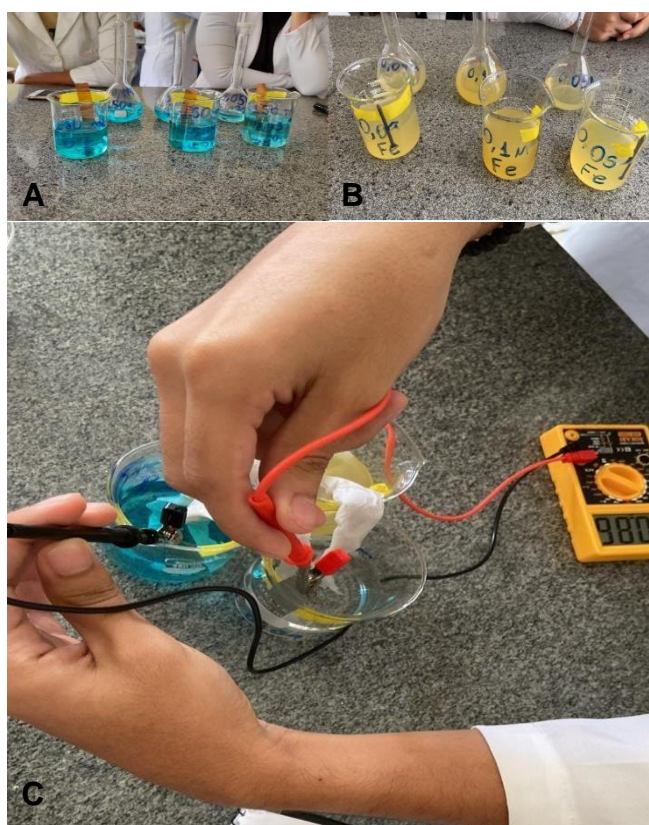
Tabela 1: Células voltaicas produzidas no experimento.

Zn ZnSO ₄ CuSO ₄ Cu	Fe FeSO ₄ CuSO ₄ Cu	Zn ZnSO ₄ FeSO ₄ Fe
Oxidação (ânodo): Zn → Zn ²⁺ + 2e ⁻	Oxidação (ânodo): Fe → Fe ²⁺ + 2e ⁻	Oxidação (ânodo): Zn → Zn ²⁺ + 2e ⁻
Redução (cátodo): Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	Redução (cátodo): Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	Redução (cátodo): Fe ²⁺ + 2e ⁻ → Fe

Fonte: Autores, 2024.

Como visto acima, 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 (Amado et al, 2007). 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. No presente trabalho, foi realizado a montagem e medição das células ZnSO₄, CuSO₄ e de FeSO₄ (figura 2).

Figura 2: (A) Semi-célula de CuSO₄; (B) Semi-célula de FeSO₄; (C) Medição da voltagem das células.



Fonte: Autores, 2024.

Após esse processo foi realizado as verificações se os eletrodos estavam corretamente posicionados, a ponte salina funcionando e então feito a medição da voltagem (figura 4) e calculado a variação de potencial de cada uma das células, informações presentes na Tabela - 2.

C Tabela 2 - Potenciais obtidos nas análises das células

Célula	CuSO ₄	FeSO ₄ · 7H ₂ O	ZnSO ₄	Voltagem Obtida	Voltagem Padrão	Diferença
1	0,01	0,01	-	0,68	0,78	-0,10
2	-	0,01	0,01	0,19	0,32	-0,13

3	0,01	-	0,01	0,90	1,10	-0,20
4	0,05	0,05	-	0,67	0,78	-0,11
5	0,05	-	0,05	0,81	1,10	-0,29
6	-	0,05	0,05	0,14	0,32	-0,18
7	0,09	0,09	-	0,67	0,78	-0,11
8	-	0,09	0,09	0,04	0,32	-0,28
9	0,09	-	0,09	0,89	1,10	-0,21
10	0,01	-	0,09	0,87	1,07	-0,20
11	-	0,01	0,09	0,18	0,29	-0,11
12	-	0,09	0,05	0,15	0,33	-0,18
13	0,09	-	0,05	0,81	1,11	-0,30
14	-	0,05	0,01	0,16	0,34	-0,18
15	0,05	-	0,01	0,83	1,12	-0,29
16	0,05	0,09	-	0,66	0,77	-0,11
17	0,01	0,05	-	0,66	0,76	-0,10
18	0,09	0,01	-	0,66	0,81	-0,15
19	-	0,09	0,01	0,17	0,35	-0,18
20	0,09	0,05	-	0,65	0,78	-0,13
21	0,05	-	0,09	0,83	1,09	-0,26
22	-	0,05	0,09	0,17	0,31	-0,14
23	0,09	-	0,01	0,83	1,13	-0,30
24	0,01	0,09	-	0,66	0,75	-0,09
25	0,05	0,01	-	0,60	0,80	-0,20
26	0,01	-	0,05	0,83	1,08	-0,25
27	-	0,01	0,05	0,16	0,34	-0,18

Fonte: Autores, 2024.

Ao comparar as voltagens obtidas com as voltagens padrão, observa-se que em todas as células há uma diferença, sendo as voltagens obtidas sempre menores do que as esperadas. Essas diferenças podem ser devidas a vários fatores, como impurezas nos reagentes, variações de temperatura, condições de laboratório não ideais, entre outros.

Segundo Atkins (2010), 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 possuíam as soluções eletrolíticas com a mesma concentração, devido ao ser $Q = 1$, apresentaram valores iguais ao E° , teoricamente. Veja na tabela 3 e 4 os resultados:

Tabela 3: Keq das células voltaicas estudadas.

Células	Constante de Equilíbrio (K_{eq})	Diferença de Potencial (E°)
$FeSO_4 + CuSO_4$	$2,2 \cdot 10^{26}$	0,78 V
$FeSO_4 + ZnSO_4$	$6,5 \cdot 10^{10}$	0,32 V
$CuSO_4 + ZnSO_4$	$1,5 \cdot 10^{37}$	1,1 V

Fonte: Autores, 2024.

Tabela 4: Quocientes das reações de estudo.

Células de estudo	Quociente da reação	Células de estudo	Quociente da reação	Células de estudo	Quociente da reação
1	2389,9	10	$5,9 \cdot 10^7$	19	553660,1
2	24654,3	11	53669,8	20	24654,3
3	$5,5 \cdot 10^{30}$	12	553660,1	21	$1,3 \cdot 10^9$
4	5202,5	13	$6,3 \cdot 10^9$	22	116833,5
5	$6,3 \cdot 10^9$	14	254334,6	23	$1,3 \cdot 10^9$
6	$1,2 \cdot 10^6$	15	$1,3 \cdot 10^9$	24	11325,4
7	5202,5	16	11325,4	25	$1,20526 \cdot 10^6$
8	$2,9 \cdot 10^9$	17	11325,4	26	$1,3 \cdot 10^9$
9	$1,2 \cdot 10^7$	18	11325,4	27	254334,6

Fonte: Autores, 2024.

A partir das análises feitas, observa-se que as células com maior diferença potencial como $\text{CuSO}_4 + \text{ZnSO}_4$ (1,1 V), apresentam constantes de equilíbrio muito grandes ($1,5 \times 10^{37}$), o que indica reações altamente favorecidas. No entanto, os valores experimentais obtidos para o quociente da reação (Q) muitas vezes não correspondem às constantes teóricas de equilíbrio (Keq). Por exemplo, para a célula $\text{FeSO}_4 + \text{CuSO}_4$, a constante teórica é $2,2 \times 10^{26}$, mas os valores experimentais variam de 2389,9 a 553660,1, sugerindo que fatores experimentais afetaram os resultados.

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. O estudo desses conceitos é vital para compreender aplicações industriais e tecnológicas. Mesmo com algumas das células apresentarem alta diferença de potencial e constantes de equilíbrio muito grandes como, por exemplo, a $\text{CuSO}_4 + \text{ZnSO}_4$, os valores experimentais para o quociente da reação (Q) podem divergir das constantes teóricas (Keq), indicando possíveis variações experimentais.

Desta forma, conclui-se que os resultados enfatizam, a importância da equação de Nernst para entender 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, o que resultará 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

Gostaria de expressar minha gratidão ao programa PIBIC da UEMA, laboratório de Físico-Química e ao Núcleo de Ensino de Química Teórica e Aplicada (NEQTA). Agradeço à minha família e a Deus por tudo.



Referências

- AMADO, Roberto Salgado et al. Pilhas a combustível de óxido sólido: materiais, componentes e configurações. *Química Nova*, 30, 189-197, 2007.
- ATKINS, P., de Paula, J. *Físico-Química*. Rio de Janeiro: LTC, 2010
- ATKINS, P. e JONES, L. *Princípios de química*. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006
- 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.
- MASTERTON, W.L.; SLOWINSKI, E.J. e STANITSKI, C.L. *Princípios de química*. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1990
- VILLULLAS, H. Mercedes; TICIANELLI, Edson A.; GONZÁLEZ, Ernesto R. *Atualidades EM Química*.