ISSN: 2358-8829

DESENVOLVIMENTO DE UM VOLTÂMETRO DE HOFMANN DE BAIXO CUSTO COM MATERIAIS ALTERNATIVOS: PROPOSTA DIDÁTICA PARA O ENSINO DE QUÍMICA GERAL

Antonio Savio Gomes Magalhães[1]

INTRODUÇÃO

A introdução de atividades laboratoriais, em que os estudantes desenvolvem procedimentos e observam vários sistemas, desde dissoluções até reações químicas, podem ser ferramentas auxiliadoras ao processo de ensino e aprendizagem dos estudantes de um curso de Química e em especial àqueles e àquelas iniciantes, matriculados (as) nas disciplinas de Química Geral. Acredita-se que estas atividades constituem uma estratégia metodológica essencial na busca de superar a fragmentação teórica e o modelo que explora mais a memorização que, infelizmente, acredita-se, ainda está muito presente nas disciplinas de química. No entanto, tais atividades não podem se limitar a uma mera ferramenta de verificação ou reprodução de procedimentos já bem estabelecidos (SANTOS e MENEZES, 2010). A experimentação deve atuar como uma estratégia dinamizadora no processo de ensino-aprendizagem, permitindo aos aprendizes confrontar suas concepções prévias com fenômenos observáveis. Ao manipular materiais e investigar fenômenos como as reações químicas, o aluno deixa a condição de mero espectador passivo e assume o protagonismo na construção do pensamento científico. A atividade experimental deve superar o caráter puramente ilustrativo, agindo como um espaço de diálogo, possibilitando aos discentes, interagirem positivamente, levantando novos questionamentos e construindo novos conhecimentos (GIORDAN, 1999, NASCIMENTO, 2022).

Ao manipular materiais e investigar fenômenos como as reações químicas, o aluno deixa a condição de mero espectador passivo e assume o protagonismo na construção do pensamento científico. Sob essa perspectiva, Mortimer e Machado (1996) apontam que a

[1] Professor do Curso de Licenciatura em Química da Faculdade de Educação de Itapipoca,FACEDI/UECE, savio.magalhaes@uece.br ;

atividade experimental deve superar o caráter puramente ilustrativo, agindo como um espaço de diálogo em que os estudantes colocam suas próprias ideias em xeque diante dos fenômenos.

No ensino da eletroquímica, o tema eletrólise, talvez traga uma maior complexidade conceitual, em função de exigir do estudante uma transição quase que imediata entre a visão macroscópico e o abstrato mundo submicroscópico. É importante evitar atividades que introduzam de forma direta e brusca a linguagem simbólica, como equações, semiequações, valores de potenciais padrão de redução, que podem implicar numa sobrecarga cognitiva, de modo que o processo de aprendizagem seja prejudicado ou estacione num nível mais superficial (JOHNSTONE, 1991). Desta forma, acreditamos que o uso de atividades experimentais investigativas tenha um papel crucial e auxiliador no caminhar do estudante entre os diferentes níveis do conhecimento, do macro para pensar e hipotetizar o micro, seguido de uma representação simbólica dos fenômenos. Este caminhar entre o macro ao nano e construção de símbolos parece ser uma tarefa mais árdua quando se labuta com discentes da escola básica, principalmente no ensino fundamental. No entanto, para discentes da academia, esta transição pelo triângulo de Johnstone (JOHNSTONE, 1991) torna-se necessária e fundamental, visto que os discentes já apresentam uma maior maturidade quanto aos conceitos e fenômenos observáveis.

Para materializar essa abordagem fenomenológica, objetiva-se construir e utilizar um voltâmetro de Hofmann alternativo como uma metodológica de grande valor didático. Enquanto o aparato comercializado de vidro é muitas vezes inacessível à realidade das escolas públicas, o modelo proposto, construído com materiais de baixo custo, poderá contribuir na democratização da experimentação sem abdicar do rigor científico.

REFERENCIAL TEÓRICO

A experimentação ocupa lugar de destaque no ensino de Química, e isso se deve tanto à natureza da própria ciência quanto ao interesse que desperta nos estudantes. Giordan (1999) lembra que os professores reconhecem esse interesse em alunos de diferentes níveis de escolarização, mas adverte que, o experimento não pode se limitar a um legitimador do conhecimento já formulado. Essa visão vem sendo problematizada por pesquisas que relacionam as atividades experimentais marcantes, lembradas por licenciandos, a uma imagem neutra e objetiva da ciência (GALIAZZI; GONÇALVES,

2004) e que discutem os objetivos atribuídos a essas atividades no ensino médio (GALIAZZI et al., 2001). Em oposição a essa tradição, Giordan sustenta que “tomar a experimentação como parte de um processo pleno de investigação é uma necessidade” (GIORDAN, 1999, p. 44), ideia que orienta a perspectiva adotada neste trabalho, na qual o experimento serve para levantar perguntas e não apenas para confirmar respostas.

Reconhecer o valor da experimentação, porém, não resolve a dificuldade de realizá-la, já que as atividades experimentais continuam pouco frequentes nas escolas (GALIAZZI et al., 2001) e a limitação de recursos é talvez o principal empecilho. É nesse ponto que as propostas de baixo custo ganham sentido pedagógico, e não apenas econômico. Valadares (2001), ao propor experimentos de baixo custo centrados no aluno e na comunidade, aponta que uma abordagem estritamente formal tende a distanciar os estudantes da Química, ao passo que atividades simples, feitas com materiais de fácil aquisição e ligadas ao cotidiano, podem tornar o conteúdo mais atrativo. A construção do próprio aparato soma-se a essa vantagem, contribuindo para que o estudante entenda a função de cada componente antes de usá-lo. No caso deste trabalho, o voltâmetro de Hofmann foi construido com materiais alternativos de fácil aquisição, reduzindo drasticamente os custos, mas que exige a compatibilidade funcional com um equipamento normalmente comercializado no mercado.

O voltâmetro de Hofmann é um dos aparatos experimentais mais marcante da história da ciência. Projetado em 1866 pelo químico alemão August Wilhelm von Hofmann, o instrumento desempenhou e continua desempenhando um papel crucial na demonstração visual das leis da eletroquímica e da estequiometria. Hofmann utilizou o aparato pela primeira vez para demonstrar de forma inequívoca a composição volumétrica da água. Embora o fenômeno da eletrólise já tivesse sido descoberto décadas antes por cientistas como William Nicholson e Anthony Carlisle (em 1800), e teorizado por Michael Faraday, foi o aparato de Hofmann que permitiu medir com precisão a proporção dos gases liberados na eletrólise da água (SMOLINKA, 2022).

Entre os conteúdos de Química Geral, a Eletroquímica é talvez um dos que mais revelam a distância entre resolver exercícios e compreender os fenômenos. Sanger e Greenbowe (1997), ao observarem estudantes universitários de Química Geral, encontraram com frequência, concepções dos fenômenos eletroquímicos distantes do conhecimento científico já bem estabelecido. Os autores observaram ainda que a maioria dos estudantes com essas concepções errôneas conseguiam calcular corretamente

potenciais de célula, apontando que o acerto numérico não necessariamente significa compreensão conceitual. Sanger e Greenbowe (2000) verificaram que uma instrução de mudança conceitual baseada em demonstrações químicas gerou resultados positivos desfazendo a concepção errôneas como a de que elétrons fluem em soluções aquosas. Esses resultados contribuem na justificativa de que a eletrólise da água como atividade experimental abre espaço para discutir a condução da corrente pelos íons.

Ensinar os processos eletrolíticos, em especial a eletrólise da água, é tarefa que carrega um papel de extrema importância para a formação científica e contemporânea dos discentes. Neste processo torna-se fundamental a conecção de conceitos abstratos, como redução, oxidação, transferência de elétrons às necessidades proeminentes socioambientais. Geralmente, a eletroquímica é olhada como uma parte da Química com um grau de dificuldade significativo por muitos discentes. No entanto a eletroquímica ganha significado prático e contextualizado quando associada à tecnologia do hidrogênio verde, podendo instigar os discentes à uma melhor atenção do tema, implicando numa melhor percepção teórica, conscientização ambiental e transição energética (SILVA, 2023). Essa abordagem interdisciplinar possibilita aos professores (as) explorar desde os conceitos fundamentais de transferência de elétrons até temas voltados à Ciência, Tecnologia e Sociedade (CTS), ampliando o olhar para uma visão integrada sobre a descarbonização da matriz energética global (CASTRO e SILVA, 2025).

A eletrólise da água, que no século XIX servia para demonstrações de laboratório, sustenta hoje a produção eletroquímica de hidrogênio, e a eletrólise alcalina é um dos métodos mais simples para obtê-lo (ZENG e ZHANG, 2010). Esse ponto é pertinente porque o hidrogênio misturado ao oxigênio forma uma combinação explosiva e porque a escolha do eletrólito altera os produtos, já que, na presença de cloreto, pode haver formação de cloro gasoso no ânodo. A coleta em tubos separados e a seleção cuidadosa do eletrólito, como o sulfato de sódio, deixam de ser detalhes de montagem e passam a integrar a discussão didática. O mesmo vale para o uso de materiais alternativos, que só se alinha à ideia de sustentabilidade se vier acompanhado de avaliação de segurança.

Para que a observação das bolhas durante a eletrólise da água não se esgote em si mesma, é preciso ligá-la a níveis de explicação que o olho não alcança. Johnstone (1991) propôs que o conhecimento químico se organiza em três níveis, o macroscópico, o submicroscópico e o simbólico, e sugeriu que parte da dificuldade de aprender ciências decorre de o estudante lidar com todos eles ao mesmo tempo. Esse modelo foi

posteriormente retomado para rediscutir suas implicações para o ensino de Química (TABER, 2013). Professores e ou estudantes mais experientes, transitam entre os níveis quase sem perceber, no entanto, os iniciantes precisam de apoio para fazê-lo. O voltâmetro de Hofmann oferece, nesse sentido, um ponto de partida macroscópico claro.

Integrar a rota de produção do hidrogênio verde às salas de aula, por meio de metodologias que unem teoria, recursos didáticos acessíveis e discussões sobre fontes renováveis como a solar e a eólica, certamente estimula o pensamento crítico dos estudantes frente à mitigação das mudanças climáticas (BARBOSA, SAMPAIO e NETO, 2025). Portanto, acredita-se que a experimentação investigativa e as alternativas de baixo custo ampliam as possibilidades, viabilizando-se como uma ferramenta que muito contribui ao processo de ensino-aprendizagem dos discentes. A Eletroquímica concentra concepções equivocadas persistentes e que o voltâmetro de Hofmann, bem planejado, permite articular os níveis macroscópico, submicroscópico e simbólico em um contexto atual. É nesse espaço que se insere o presente trabalho, cujo objetivo é descrever a construção de um voltâmetro de Hofmann a partir de materiais alternativos e discutir seu uso em aulas de Química Geral, com foco na compreensão da eletrólise da água.

METODOLOGIA

Caracterização da pesquisa

O trabalho é de natureza experimental e aplicada, com abordagem quantitativa (determinação de volume de gases e da constante de Avogadro (N_A com erro experimental) e qualitativa (observação dos produtos nas eletrólises). Os primeiros testes foram realizados por duas alunas monitoras do Curso de Licenciatura em Química da Faculdade de Educação de Itapipoca (FACEDI/UECE). Pretende-se, numa segunda etapa, aplicar numa turma de discentes de Química Geral (segundo semestre) do mesmo curso, com o intuito de verificar possiveis resultados em relação ao processo de aprendizagem dos conteúdos relacionados à eletroquímica.

Construção do voltâmetro de Hofmann com materiais alternativos

O voltâmetro foi construído a partir de três buretas descartadas (sucatas), que formaram as três colunas do equipamento. Duas buretas de 10 mL foram utilizadas como compartimentos anódico e catódico, nos quais os gases produzidos em cada eletrodo foram coletados. A bureta de 50 mL foi posicionada na região central e serviu para abastecer o sistema com a solução eletrolítica. A base de junção das três colunas foi

ISSN: 2358-8829

montada com três tês de PVC de 20 mm, e as conexões foram vedadas com cola de silicone acético. Na parte superior das colunas laterais foram adaptadas duas torneiras para gás, o que permitiu reter os gases formados e quantificar seus volumes pela graduação das buretas.

Os Eletrodos

Foram testados dois tipos de eletrodos nas eletrólises das soluções de bicarbonato de sódio e de cloreto de sódio: a) fio de níquel-cromo (Ni/Cr) enrolado em espiral, material de fácil aquisição no comércio e utilizado em odontologia; b) grafite retirado de lápis de desenho de grafite grosso (3 mm). Na eletrólise da solução de sulfato de cobre, para a determinação da constante de Avogadro, foram utilizados eletrodos de fio de cobre (2 mm de diâmetro).

Fonte de alimentação

A fonte de corrente contínua foi construída a partir de um transformador de forno de micro-ondas. A bobina secundária original foi removida e substituída por um novo enrolamento de 12 voltas de fio com seção de 5 mm², o que forneceu uma tensão de aproximadamente 14 V. A corrente alternada foi convertida em corrente contínua por meio de uma ponte de diodos. Ligou-se em série com o circuito um pequeno voltímetro/amperímetro digital de baixo custo facilmente dquirido no mercado livre para aferir a tensão e a corrente. O custo final de todo o dispositivo girou em torno de $130,00.

A Eletrólise das soluções de bicarbonato e cloreto de sódio.

Foram usadas uma solução de bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) 0,1 mol/L e uma de cloreto de sódio (NaCl) 0,1 mol/L contendo gotas de fenolftaleína como eletrólitos. Utilizou-se aproximadamente 80 mL de cada solução para cada experimento. O voltâmetro foi preenchido com a solução de $NaHCO_3$, introduzida pela coluna central. Após a conexão dos eletrodos à fonte, aplicou-se uma tensão de aproximadamente 14 V, com corrente entre 0,2 e 0,4 A. Deixou-se o sistema eletrolisando até acumular volume de gase significativo (20 a 30 min). O gás hidrogênio foi retido na coluna catódica (negativa) e o oxigênio na coluna anódica (positiva), possibilitando aferir o volume em cada comprtimento. Em seguida os gases foram testados à partir da presença de chama.

Repetiu-se os mesmos procedimentos com a solução de NaCl, observando-se a coloração da solução na coluna catódica e os gases formados em cada eletrodo. O objetivo foi evidenciar que, conforme o eletrólito, os produtos da eletrólise podem ser diferentes.

A Eletrólise da solução de sulfato de cobre e determinação da constante de Avogadro

ISSN: 2358-8829

Em um béquer de 100 mL adicionou-se 60 mL de solução $CuSO_4$ 0,1 mol/L, nos quais foram mergulhados dois eletrodos de fio de cobre (2 mm espessura) limpos com lixa para remover óxidos. O anodo limpo e seco foi pesado previamente antes de cada experimento. O circuito foi ligado à fonte, com o amperímetro em série, e a corrente foi registrada por 5 min e o sistema desligado. O anodo foi removido, seco e pesado. Toda a massa de cobre depositada no catodo foi trasferida para a solução. Em seguida esta foi filtrada e a massa retida no papel foi registrada após completamente seca. Estes procedimentos foram repetidos para os tempos: 10, 15, 20 e 30 min. A solução de $CuSO_4$ foi sempre reutilizada em cada experimento e no final estocada.

O Tratamento dos dados

A carga elétrica fornecida pela fonte foi possível ser calculada a partir da Equação 1. A quantidade de cobre (em mols) consumida no anodo foi obtida a partir da diferença de massa do eletrodo antes e após o experimento e determinada a partir da Equqação 2. O mesmo foi feito com a massa de cobre obtida da reação catódica. Finalmente a constante de Avogadro pode ser calculada usando a relação expressa na Equação 3. O erro percentual foi calculado a partir da diferença entre os valores obtidos experimentalmente e o valor comumente usado na literatura 6,022 x10 ^{23}mol^{-1} a partir da Equação 4. O Quadro 1 tras as equações usadas.

Quadro 1. Equações utilizadas para tratamento dos dados.

Equação	número
$Q = i_{média} x\ t_{seg}$	1
$n = \frac{m_{Cu}}{M_{\left(\frac{63{,}55g}{mol}\right)}}$	2
$N_A = \frac{Q}{n_e\ x\ 1{,}6\ x\ 10^{-19}\ C}$	3
$Erro(\%) = \frac{N_{a(experimental)} - N_{A\ (literatura)}}{N_{A(literatura)}} x\ 100$	4

Na Equação 1, a quantidade de carga é o produto da corrente média pelo tempo em segundos. Na Equação 2, o número de mols (n) de cobre é a razão entre a massa de cobre em gramas pela massa molar do cobre. Na equação 3 a constante de Avogadro (N_A) é obtida pela razão entre a quantidae de carga em coulomb pelo número de elétrons envolvidos (2 x número de mols de cobre) vezes a carga do elétron.

ISSN: 2358-8829

RESULTADOS E DISCUSSÃO

Na Figura 1 mostra-se as partes e o todo do voltâmetro construído. A estrutura do equipamento se assemelha bastante aos comercializados e os custos estimados fiacaram em torno de 3% de um equipamento comecializado. Os testes realizados com auxilio de duas alunas monitoras, mostraram que o equipamento foi bastante eficiente e os resultados eficazes. Os eletrodos de grafite superaram os de liga de Ni/Cr. Foi possível mostrar com bastante nitidez uma relação entre o macro observável e o nano perfeitamente compreendido. É claro que aida será preciso estudar a eficácea junto a um conjunto maior de estudantes, buscando aferir o quão estes conseguirão transitar entre os diferentes níveis de conhecimentos segundo o triângulo de Johnstone (1991).

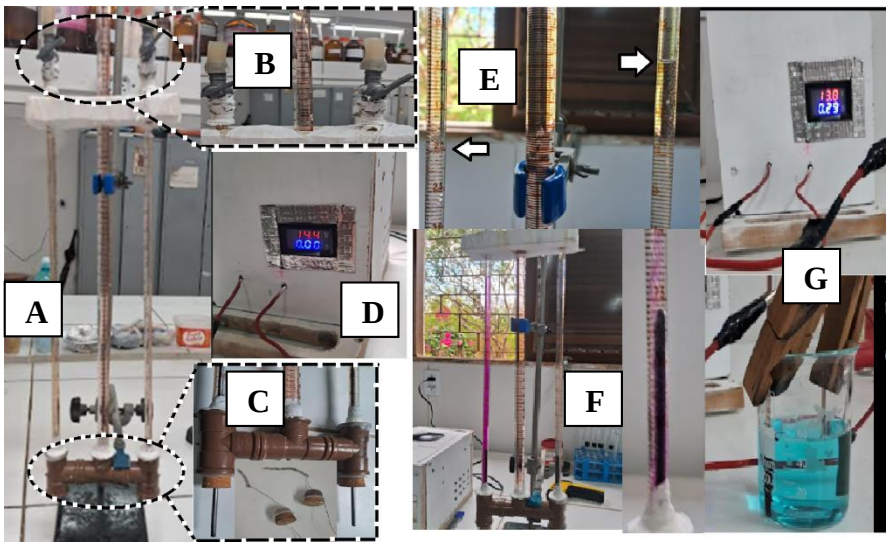

Figura 1. Voltâmetro de Holfman contruído com materiais alternativos. (A)Uma visão geral. (B e C) ampliação do topo e da base; (D) fonte; (E) eletrólise de solução de bicarbonato e proporção de H_2 para O_2; (F) eletrólise da solução de NaCl; (G) eletrólise da solução de $CuSO_4$.

Pode-se observar a partir da Figura 1E que foi possível mostar a produção de 2 volumes de gás hidrogênio para 1 volume de gás oxigênio durante a eletrólise de uma solução de bicarbonato de sódio, possibilitando aos estudantes materializar a relação estequiométrica existente na H_2O. A análise da Imagem 1F demonstra que o experimento permitiu aos estudantes compreender que a eletrólise da água depende diretamente do eletrólito utilizado. Adicionalmente, a alteração cromática observada na coluna catódica evidenciou o caráter alcalino do meio, confirmando visualmente a reação de redução da água, com a consequente evolução de gás hidrogênio e formação de íons hidroxila. Essa percepção tátil de propriedades invisíveis implica na superação das dificuldades conceituais descritas por Johnstone (1991) e Taber (2013), ao promover a articulação

simultânea entre os níveis macroscópico (a mudança de cor e as bolhas), submicroscópico (a movimentação dos íons e elétrons) e representacional (as equações químicas).

A Imagem 1G ilustra a deposição de material no eletrodo negativo (cátodo) e o concomitante desgaste do eletrodo positivo (ânodo). Essas evidências macroscópicas desempenham um papel pedagógico fundamental, instigando o estudante a formular hipóteses e a confrontá-las com os conceitos teóricos consolidados. Como apontam Giordan (1999) e Santos e Menezes (2020), a atividade prática deixa de ser mera ilustração quando fomenta o conflito cognitivo e incentiva a autonomia investigativa do estudante. Adicionalmente, a partir da quantificação da massa de cobre depositada e consumida, associada às variáveis de tempo e corrente elétrica, aplicou-se as Leis de Faraday. Os dados permitiram a determinação experimental da constante de Avogadro e o respectivo cálculo do erro percentual do experimento. A determinação dessa constante é de grande importância pedagógica, pois pode conectar o universo atômico intangível às medidas de massa manipuláveis no laboratório, podendo auxiliar a contornar as recorrentes incompreensões discentes sobre o fluxo de elétrons e a natureza dos eletrodos tão bem documentadas na literatura (GARNETT; TREAGUST, 1992; SANGER; GREENBOWE, 1997). Paralelamente, o contato direto com o erro experimental contribui para a humanização da prática científica, capacitando o estudante a compreender que os desvios quantitativos não invalidam a atividade, mas sim evidencia os limites de precisão física do sistema e do próprio homem, estimulando o rigor metodológico. Essa vivência do erro pode ajudar a desconstruir a visão dogmática da "ciência infalível", aproximando os alunos da real natureza pedagógica da atividade experimental defendida por Galiazzi e Gonçalves (2004), a qual se apoia na reflexão crítica sobre a própria ação no laboratório.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

O trabalho reforça a eficácia da utilização da experimentação investigativa, em destaque à desmistificação de conceitos eletroquímicos tidos como complexos. A partir dos dados coletados, acredita-se possuirmos uma ferramenta tátil importante, que possibilita conectar o universo molecular intangível à realidade dos estudantes, mitigando alguns obstáculos conceituais. Quanto à eletrólise do sufato de cobre e o fenômeno do desgaste anódico e a deposição catódica, possibilitou a aplicação das Leis de Faraday para além de uma simples resolução matemática, logrando êxito na determinação da constante de Avogadro. A confrontação com o valor da literatura possibilitou estimar o erro

experimental, indispensável para a humanização da prática científica. Acredita-se que o trabalho possa favorecer não apenas a apropriação conceitual, mas também estimular a autonomia e o rigor metodológico, sendo uma proposta didática a ser considerada na formação científica.

Numa segunda etapa deste trabalho, pretende-se aplicar o dispositivo a um grupo expandido de estudantes, com o propósito de testar sua eficácia e eficiência em maior escala. Essa ampliação será fundamental para aferir, de forma quantitativa e qualitativa, a capacidade dos discentes em transitar entre os diferentes níveis de representação química quanto aos conceitos básicos da eletroquímica, consolidando a validade pedagógica do aparato.

Palavras-chave: Voltâmetro de Holfman, Materiais alternativos, Ensino de Química Geral.

REFERÊNCIAS

JOHNSTONE, A. H. Why is science difficult to learn? Things are seldom what they seem. Journal of Computer Assisted Learning, v. 7, n. 2, p. 75-83, 1991.

SANTOS, L. R.; MENEZES, J. A. A experimentação no ensino de Química: principais abordagens, problemas e desafios. Revista Eletrônica Pesquiseduca, v. 12, n. 26, p. 180–207, 2020.

GIORDAN, M. O papel da experimentação no ensino de ciências. Química Nova na Escola, São Paulo, n. 10, p. 43-49, nov. 1999.

NASCIMENTO, J. C; SILVA, E. S.; ARAÚJO, S. A.; QUADROS, A.L.; SILVA, L.T.; CUNHA, J.S.; Aprendizagem a partir de atividades experimentais no ensino de ciências em duas abordagens (tradicional x alternativa). Brazilian Journal of Development, Curitiba, v. 8, n. 4, p. 24608-24628, abr. 2022.

MORTIMER, E. F.; MACHADO, A. H. A linguagem em uma aula de Ciências. Presença Pedagógica, Belo Horizonte, v. 2, n. 11, p. 49-57, 1996.

SMITHSONIAN INSTITUTION. National Museum of American History. Decomposition of Water Apparatus. Washington, D.C., [20--]. Disponível em: si.edu. Acesso em: 12 out. 2026.

VOLTÂMETRO de Hofmann. In: WIKIPÉDIA: a enciclopédia livre. Flórida: Wikimedia Foundation, 2026. Disponível em: <https://pt.wikipedia.org/wiki/Volt%C3%A2metro_de_Hofmann>. Acesso em: 12 out. 2026.

SMOLINKA, T. *et al*. The history of water electrolysis from its beginnings to the present. In: Electrochemical power sources: fundamentals, systems, and applications. Elsevier, 2022. p. 83-164.

SILVA, Ana Rafaela Luz. Hidrogênio verde e o ensino da eletrólise a partir de uma revisão bibliográfica. 2023. Trabalho de Conclusão de Curso (Licenciatura em Química), Instituto Federal do Sertão Pernambucano, Campus Ouricuri, 2023.

CASTRO, I.L.B.; SILVA, C. C. Hidrogênio verde e o ensino de eletrólise por experimentação numa perspectiva CTS. In: 18° SEMINÁRIO DE INICIAÇÃO CIENTÍFICA E TECNOLÓGICA DO IFG, v. 18 n. 1 (2025): Anais do 18º Seminário de Iniciação Científica e Tecnológica – 2025

BARBOSA, C. C.; SAMPAIO, C.G.; NETO, M.B.S. Inovação e sustentabilidade na formação de professores de química: o protótipo de hidrogênio verde como recurso didático à luz da abordagem CTSA. In: CONGRESSO BRASILEIRO DE QUÍMICA, 64, Belo Horizonte, 2025.

GALIAZZI, M. C.; GONÇALVES, F. P. A natureza pedagógica da experimentação: uma pesquisa na licenciatura em química. Química Nova, v. 27, n. 2, p. 326-331, 2004.

GARNETT, P. J.; TREAGUST, D. F. Conceptual difficulties experienced by senior high school students of electrochemistry: electrochemical (galvanic) and electrolytic cells. Journal of Research in Science Teaching, v. 29, n. 10, p. 1079-1099, 1992.

SANGER, M. J.; GREENBOWE, T. J. Common student misconceptions in electrochemistry: galvanic, electrolytic, and concentration cells. Journal of Research in Science Teaching, v. 34, p. 377-398, 1997.

SANGER, M. J.; GREENBOWE, T. J. Addressing student misconceptions concerning electron flow in aqueous solutions with instruction including computer animations and conceptual change strategies. International Journal of Science Education, v. 22, n. 5, p. 521-537, 2000.

TABER, K. S. Revisiting the chemistry triplet: drawing upon the nature of chemical knowledge and the psychology of learning to inform chemistry education. Chemistry Education Research and Practice, v. 14, p. 156-168, 2013.

VALADARES, E. C. Propostas de experimentos de baixo custo centradas no aluno e na comunidade. Química Nova na Escola, n. 13, p. 38-40, 2001.

ZENG, K.; ZHANG, D. Recent progress in alkaline water electrolysis for hydrogen production and applications. Progress in Energy and Combustion Science, v. 36, p. 307-326, 2010.