

UNIVERSIDADE FEDERAL DE ALAGOAS - UFAL
CAMPUS DE ENGENHARIAS E CIÊNCIAS AGRÁRIAS - CECA
CURSO: ENGENHARIA DE ENERGIA

IVANDRO JOEL BUENO

**PRODUÇÃO DE HIDROGÊNIO E OXIGÊNIO EM UM VOLTÂMETRO DE
HOFMANN COM DIFERENTES ELETRODOS E CONCENTRAÇÕES DE
ELETRÓLITO**

Rio Largo - AL

2026

IVANDRO JOEL BUENO

**PRODUÇÃO DE HIDROGÊNIO E OXIGÊNIO EM UM VOLTÂMETRO DE
HOFMANN COM DIFERENTES ELETRODOS E CONCENTRAÇÕES DE
ELETRÓLITO**

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado ao
Curso de Engenharia de Energia da
Universidade Federal de Alagoas, como
requisito parcial à obtenção do título de
Bacharelado em Engenharia de Energia.

Orientador: Prof. Dr. Julio Inacio Holanda
Tavares Neto

Rio Largo - AL

2026

Catlogação na Fonte
Universidade Federal de Alagoas
Biblioteca Campus de Engenharias Ciências Agrárias
Bibliotecário Responsável: Stefano João dos Santos

Bueno, Ivandro Joel

B928p Produção de hidrogênio e oxigênio em um voltâmetro de Hofmann com diferentes eletrodos e concentrações de eletrólito / Ivandro Joel Bueno . – Rio Largo - Al, 2026.

80 f. : il.

Trabalho de Conclusão de Curso (Graduação em Engenharia de energia) Universidade Federal de Alagoas, Campus Ceca – Rio largo, 2026.

Orientador: Prof. Dr. Julio Inacio Holanda Tavares Neto
Inclui referências.

1. Eletrólise 2. Hidrogênio. 3. Eletrodos . I. Título.

CDU:544.64

Folha de Aprovação

IVANDRO JOEL BUENO

PRODUÇÃO DE HIDROGÊNIO E OXIGÊNIO EM UM VOLTÂMETRO DE HOFMANN COM DIFERENTES ELETRODOS E CONCENTRAÇÕES DE ELETRÓLITO

Trabalho de Conclusão de Curso apresentada ao curso de Engenharia de Energia da Universidade Federal de Alagoas, como requisito parcial para obtenção do título de bacharel em engenharia de energia.

Aprovado em: 26 / 02 / 2026

Documento assinado digitalmente



JULIO INACIO HOLANDA TAVARES NETO

Data: 03/03/2026 10:23:11-0300

Verifique em <https://validar.iti.gov.br>

(Prof. Dr. Júlio Inacio Holanda Tavares Neto – CECA – UFAL (Orientador))

Banca examinadora:

Documento assinado digitalmente



JOAO INACIO SOLETTI

Data: 09/03/2026 19:05:02 -0300

Verifique em <https://validar.iti.gov.br>

(Prof. Dr. João Inacio Soletti (PPGEQ - CTEC - UFAL) (Examinador Externo))

Documento assinado digitalmente



AMANDA SANTANA PEITER

Data: 09/03/2026 19:14:46 -0300

Verifique em <https://validar.iti.gov.br>

(Profa. Dra. Amanda Santana Peiter (CECA-UFAL) (Examinadora Interna))

Dedico este trabalho a minha esposa, Irinéia Maria Franco dos Santos, sem o seu apoio eu não teria chegado até aqui. Esta conquista também é sua.

AGRADECIMENTOS

Agradeço ao professor Dr. Júlio Inácio Holanda Tavares Neto pelas aulas, orientação e incentivo à pesquisa durante a minha jornada acadêmica.

Ao professor Dr. João Inacio Soletti pelo fornecimento de materiais para construção do voltômetro de Hofmann.

A professora Dra. Jerusa Goes Aragão Santana por sua dedicação, paciência e disponibilidade em tirar dúvidas das disciplinas.

Ao professor Dr. Ricardo Araujo Ferreira Junior pela orientação na iniciação científica, juntamente com o apoio da Fundação de Amparo à Pesquisa do Estado de Alagoas -FAPEAL.

A professora Dra. Amanda Santana Peiter pela sempre disposição em ajudar os alunos.

Aos professores Drs. Igor Cavalcante Torres e Leonardo Faustino de Souza pelos conhecimentos transmitidos.

Ao professor Dr. Jakes Halan de Queiroz Costa por nos ensinar a sermos seres sociais e que ser engenheiro não é só fazer cálculos.

A todos os demais professores que igualmente tiveram grande importância na minha formação acadêmica.

Aos meus colegas Pedro Ricardo Alencar dos Santos, Patrícia de Souza Gomes, Tiago de Lima Alves e Jacinto Manoel de Lima Pombal pela amizade e parceria nesta jornada.

Ao meu amigo José Edson de França pelo curto, porém importante, período de jornada acadêmica compartilhada.

A todos técnicos e funcionários do Campus de Ciências Agrárias – CECA e da Universidade Federal de Alagoas – UFAL que de forma indireta contribuem para formação dos alunos.

“Porque se chamavam homens. Também se chamavam sonhos. E sonhos não envelhecem...”

Márcio Borges

RESUMO

Diante da urgência das mudanças climáticas e da necessidade da transição de uma matriz energética fóssil para energias renováveis e com baixa pegada de carbono, se faz necessário a pesquisa e desenvolvimento em novas tecnologias como a energia do hidrogênio. Este trabalho procura determinar, através da eletrólise alcalina da água, em um aparelho chamado voltâmetro de Hofmann, utilizando dois eletrodos de diferentes materiais, titânio e aço inox, em três concentrações de hidróxido de potássio, 50, 150 e 250 g/L, qual material destes eletrodos possui maior eficiência na eletrólise. O estudo se deu de forma experimental em triplicata, utilizando um volume pré-determinado de hidrogênio e com mesma densidade de corrente para ambos os eletrodos. Foram calculadas as eficiências faradaica e térmica em dois cenários diferentes, na condição padrão de temperatura e pressão e na condição real do laboratório, utilizando metodologia de autor referência no estudo da eletrólise. Os resultados encontrados demonstraram uma eficiência superior do eletrodo de titânio em relação ao de aço inox em todas as concentrações. Na maior concentração de KOH testada (250g/L) e em condições reais de temperatura e pressão, o eletrodo de titânio alcançou uma eficiência faradaica de 39,1 %, contra 27,8 % do eletrodo de aço inox. Na mesma concentração o eletrodo de titânio obteve uma eficiência térmica de 47,6 %, contra 33,9 % do eletrodo de aço inox. Essa superioridade justifica-se, pois o eletrodo de titânio é proveniente da indústria eletrolítica e possui revestimento que melhora sua performance enquanto o eletrodo de aço inox utilizado é feito com parafusos comerciais.

Palavras-chave: eletrólise; hidrogênio; eletrodos; eficiência.

ABSTRACT

Given the urgency of climate change and the need to transition from a fossil fuel energy matrix to renewable energies with a low carbon footprint, research and development in new technologies such as hydrogen energy is necessary. This work seeks to determine, through alkaline water electrolysis in a Hofmann voltameter, using two electrodes of different materials, titanium and stainless steel, at three concentrations of potassium hydroxide (50, 150, and 250 g/L), which electrode material has greater electrolysis efficiency. The study was conducted experimentally in triplicate, using a predetermined volume of hydrogen and the same current density for both electrodes. Faradaic and thermal efficiencies were calculated in two different scenarios: under standard temperature and pressure conditions and under real laboratory conditions, using a methodology from a leading authority in the study of electrolysis. The results showed superior efficiency of the titanium electrode compared to the stainless steel electrode at all concentrations. At the highest KOH concentration tested (250 g/L) and under real temperature and pressure conditions, the titanium electrode achieved a faradaic efficiency of 39.1%, compared to 27.8% for the stainless steel electrode. At the same concentration, the titanium electrode obtained a thermal efficiency of 47.6%, compared to 33.9% for the stainless steel electrode. This superiority is justified because the titanium electrode comes from the electrolytic industry and has a coating that improves its performance, while the stainless steel electrode used is made with commercial screws.

Keywords: electrolysis; hydrogen; electrodes; efficiency.

LISTA DE FIGURAS

Figura 1 -	Eletrólise da água em laboratório usando elementos galvânicos.....	22
Figura 2 -	Poder calorífico superior por unidade de massa para combustíveis.....	23
Figura 3 -	Classificação do hidrogênio em cores pelo processo de produção.....	25
Figura 4 -	Esquema básico da eletrólise alcalina da água.....	26
Figura 5 -	Variação das tensões eletrolíticas da eletrólise da água com a temperatura...	28
Figura 6 -	Arranjos de células eletrolítica, (A) célula dividida; (B) célula não dividida; (C) célula não dividida de fluxo contínuo.....	30
Figura 7 -	Voltâmetro de Hofmann conectado ao circuito elétrico simples.....	31
Figura 8 -	Fluxograma de processo do sistema eletrolítico.....	36
Figura 9 -	Eletrodos de titânio e aço inox.....	39
Figura 10 -	Cálculo do volume de hidrogênio por milímetro deslocado.....	41
Figura 11 -	Esquema ilustrativo do experimento.....	43
Figura 12 -	Arranjo do experimento.....	44
Figura 13 -	Energia utilizada para dissociação da água vs perdas com geração de calor..	70

LISTA DE GRÁFICOS

Gráfico 1	- Variação média do volume no tempo para H_2 e O_2 com eletrodo de titânio e concentração de KOH de 50 g/L.....	54
Gráfico 2	- Variação média do volume no tempo para H_2 e O_2 com eletrodo de titânio e concentração de KOH de 150 g/L.....	54
Gráfico 3	- Variação média do volume no tempo para H_2 e O_2 com eletrodo de titânio e concentração de KOH de 250 g/L.....	55
Gráfico 4	- Variação média do volume no tempo para H_2 e O_2 com eletrodo de aço inox e concentração de KOH de 50 g/L.....	55
Gráfico 5	- Variação média do volume no tempo para H_2 e O_2 com eletrodo de aço inox e concentração de KOH de 150 g/L.....	56
Gráfico 6	- Variação média do volume no tempo para H_2 e O_2 com eletrodo de aço inox e concentração de KOH de 250 g/L.....	56
Gráfico 7	- Média da variação do volume no tempo para H_2 e O_2 das três diferentes concentrações de KOH com eletrodo de titânio.....	57
Gráfico 8	- Média da variação do volume no tempo para H_2 e O_2 das três diferentes concentrações de KOH com eletrodo de aço inox.....	58
Gráfico 9	- Tempo de residência real vs calculado para o eletrodo de titânio.....	59
Gráfico 10	- Tempo de residência real vs calculado para o eletrodo de aço inox.....	59
Gráfico 11	- Evolução do volume de H_2 com 50 g/L de KOH para os eletrodos de titânio e aço inox.....	60
Gráfico 12	- Evolução do volume de H_2 com 150 g/L de KOH para os eletrodos de titânio e aço inox.....	61
Gráfico 13	- Evolução do volume de H_2 com 250 g/L de KOH para os eletrodos de titânio e aço inox.....	61
Gráfico 14	- Evolução do volume de O_2 com 50 g/L de KOH para os eletrodos de titânio e aço inox.....	62
Gráfico 15	- Evolução do volume de O_2 com 150 g/L de KOH para os eletrodos de titânio e aço inox.....	62
Gráfico 16	- Evolução do volume de O_2 com 250 g/L de KOH para os eletrodos de titânio e aço inox.....	63
Gráfico 17	- Tensão média dos experimentos.....	64

Gráfico 18	- Impacto da concentração de KOH na potência.....	65
Gráfico 19	- Consumo de energia por m ³ de H ₂	66
Gráfico 20	- Eficiência faradaica dos experimentos em condição real.....	67
Gráfico 21	- Eficiência faradaica na condição real e padrão com eletrodo de titânio...	68
Gráfico 22	- Eficiência faradaica na condição real e padrão com eletrodo de aço inox.	68
Gráfico 23	- Eficiência térmica dos experimentos em condição real.....	69
Gráfico 24	- Eficiência térmica na condição real e padrão com eletrodo de titânio.....	71
Gráfico 25	- Eficiência térmica na condição real e padrão com eletrodo de aço inox....	71

LISTA DE TABELAS

Tabela 1 -	Principais meios de obtenção de gás hidrogênio.....	24
Tabela 2 -	Medidas dos eletrodos de titânio.....	38
Tabela 3 -	Medidas dos eletrodos de aço inox.....	38
Tabela 4 -	Dados dos eletrodos (IA = corrente anódica e IC = corrente catódica).....	40
Tabela 5 -	Condições experimentais.....	48
Tabela 6 -	Dados dos experimentos com eletrodos de titânio.....	52
Tabela 7 -	Dados dos experimentos com eletrodos de aço inox.....	53
Tabela 8 -	Resultado dos cálculos de eficiência faradaica para a condição padrão....	67
Tabela 9 -	Resultado dos cálculos de eficiência térmica para a condição padrão.....	70

LISTA DE ABREVIATURAS E SIGLAS

AEMWE	Eletrólizador de água com membrana de troca aniônica, do inglês <i>Anion Exchange Membrane Water Electrolyzer</i>
AWE	Eletrólizador de água alcalina, do inglês <i>Alcaline Water Electrolyzer</i>
CECA	Campus de Engenharias e Ciências Agrárias
CCUS	Captura, Utilização e Armazenamento de Carbono, do inglês <i>Carbon Capture, Utilisation and Storage</i>
CC	Corrente contínua
EPE	Empresa de Pesquisa Energética
FAPEAL	Fundação de Amparo à Pesquisa do Estado de Alagoas
IPEA	Instituto de Pesquisa Econômica Aplicada
LABEN	Laboratório de Energia
MME	Ministério de Minas e Energia
ONS	Operador Nacional do Sistema Elétrico
PCCEL	Eletrólizador cerâmico de condução protônica, do inglês <i>Proton Conduction Ceramic Electrolyzer</i>
PEMWE	Eletrólizador de água com membrana de troca de prótons, do inglês <i>Proton Exchange Membrane Water Electrolyzer</i>
PNH	Programa Nacional do Hidrogênio
REH	Reação de Evolução do Hidrogênio
REO	Reação de Evolução do Oxigênio
SOEC	Célula de eletrólise de óxido sólido, do inglês <i>Solid Oxide Electrolysis Cell</i>
UFAL	Universidade Federal de Alagoas
DSA	Ânodo Dimensionalmente Estável, do inglês <i>Dimensionally Stable Anode</i>

LISTA DE SÍMBOLOS

ΔG	Varição de Energia Livre de Gibbs
ΔH	Varição de Entalpia
ΔS	Varição de Entropia
$E_{\Delta G}$	Tensão termodinâmica, tensão reversível ou tensão teórica mínima
$E_{\Delta H}$	Tensão termoneutra
n	Número de elétrons transferidos / número de mols
F	Constante de Faraday
Q	Carga elétrica / quociente de reação
z	Número de elétrons transferidos por íon
m	massa
I	Corrente elétrica
t	tempo
Ti/Ru-Ir	Titânio com revestimento de irídio e rutênio
H_2	Hidrogênio
O_2	Oxigênio
KOH	Hidróxido de potássio
J	Densidade de corrente
A	Área ou amperes
J_{A1}	Densidade de corrente anódica do eletrodo 1
J_{C1}	Densidade de corrente catódica do eletrodo 1
J_{A2}	Densidade de corrente anódica do eletrodo 2
J_{C2}	Densidade de corrente catódica do eletrodo 2
P	Pressão
V	Volume
R	Constante dos gases ideais
T	Temperatura
K	Kelvin
$^{\circ}C$	Graus Celsius
η_{faraday}	Eficiência faradaica
$\eta_{\text{térmica}}$	Eficiência térmica
E_{cell}	Tensão aplicada na célula

P_{H_2}	Pressão parcial de hidrogênio
P_{O_2}	Pressão parcial de oxigênio
ΔG°	Variação da Energia Livre de Gibbs na condição padrão
$\eta_{\text{faraday}}(25^\circ\text{C})$	Eficiência faradaica na condição padrão
$\sum C_p$ (produtos)	Soma das capacidades caloríficas dos produtos
$\sum C_p$ (reagentes)	Soma das capacidades caloríficas dos reagentes
$C_{p_{H_2}}$	Capacidade calorífica do hidrogênio
$C_{p_{O_2}}$	Capacidade calorífica do oxigênio
$C_{p_{H_2O}}$	Capacidade calorífica da água
ΔH°	Variação da entalpia na condição padrão
ΔC_p	Variação da capacidade calorífica a pressão constante
T_p	Temperatura na condição padrão
$\eta_{\text{térmica}}(25^\circ\text{C})$	Eficiência térmica na condição padrão

SUMÁRIO

1	INTRODUÇÃO	18
1.1	Justificativa	19
1.2	Objetivos	19
1.2.1	Objetivos gerais	19
1.2.2	Objetivos específicos	19
2	FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA	21
2.1	Contexto histórico da eletrólise.....	21
2.2	Importância do hidrogênio.....	23
2.3	Produção de hidrogênio.....	24
2.4	Eletrólise da água.....	25
2.4.1	Características gerais.....	25
2.4.2	Relações termodinâmicas.....	27
2.4.3	Leis de Faraday para eletrólise.....	28
2.4.4	Tipos de eletrolisadores.....	29
2.4.5	Eletrodos e eletrólitos usuais na eletrólise alcalina.....	32
2.5	Aplicações do hidrogênio.....	33
2.6	A eficiência na eletrólise.....	34
3	METODOLOGIA	36
3.1	Descrição do sistema	36
3.1.1	Equipamentos e reagentes utilizados	37
3.2	Informações para planejamento do experimento	37
3.2.1	Concentração de KOH na solução	37
3.2.2	Área dos eletrodos	37
3.2.3	Densidade de corrente	39
3.3	Modo de operação.....	40
3.4	Tempo de residência.....	41
3.5	Variáveis monitoradas durante o experimento.....	42
3.6	Planejamento dos experimentos.....	44
3.7	Formulação das hipóteses.....	45
3.8	Avaliação de eficiência.....	45
3.8.1	Eficiência faradaica.....	46

3.8.1.1	Eficiência faradaica utilizando equação geral em condição real.....	46
3.8.1.2	Eficiência faradaica utilizando equação simplificada em condição padrão....	48
3.8.2	Eficiência térmica.....	48
3.8.2.1	Eficiência térmica utilizando equação geral em condição real.....	48
3.8.2.2	Eficiência térmica utilizando equação simplificada em condição padrão.....	51
4	RESULTADOS.....	52
4.1	Análise e discussão dos resultados.....	53
4.1.1	Tensão, potência e consumo de energia.....	63
4.1.2	Análise de eficiências faradaica e térmica.....	66
5	CONCLUSÃO.....	73
6	SUGESTÕES PARA TRABALHOS FUTUROS.....	74
	REFERÊNCIAS	75

1 INTRODUÇÃO

Na urgência da transição energética para uma matriz de energias limpas, faz-se necessária a busca por alternativas às energias de origem fóssil, que sejam renováveis, com baixo impacto ambiental e sejam economicamente viáveis. Juntamente com isso, de acordo com o Operador Nacional do Sistema Elétrico (ONS), o aumento das fontes de energia solar fotovoltaica e eólica promoveu um aumento de oferta de energia em determinados períodos do dia, sobrecarregando a rede de transmissão e distribuição, quando ao mesmo tempo a demanda não consegue absorver toda energia gerada, causando com isso uma restrição de geração conhecida como *curtailment*, onde parte destes geradores de energia são desligados do sistema. Nesse contexto, a geração de hidrogênio pelo processo de eletrólise da água, com a utilização do excedente de energia elétrica gerada, pode ser uma das soluções para este problema.

A eletrólise da água para obtenção de hidrogênio é um processo que consome uma quantidade grande de energia elétrica, segundo Franco e Giovannini (2023), em condições padrão, a energia elétrica para a eletrólise da água líquida é cerca de 32,7 kWh por kg de hidrogênio. Com isso a pesquisa para a melhoria da eficiência do processo de eletrólise se torna fundamental para o avanço da competitividade desta tecnologia.

Segundo o Plano de Trabalho Trienal (2023-2025) do Programa Nacional do Hidrogênio do Ministério de Minas e Energia (MME), o hidrogênio tem um potencial importante como agente de descarbonização da matriz energética mundial, sendo essencial para que sejam atendidas as metas do Acordo de Paris até 2050 e projetando um mercado que pode alcançar US\$ 200 bilhões. No cenário nacional a trajetória rumo à neutralidade de carbono até 2050 impõe ao Brasil um redirecionamento profundo de sua política energética. Embora o país já conte com uma matriz energética notavelmente renovável, será indispensável a adoção de novos vetores energéticos e instrumentos de planejamento, principalmente nos setores industrial e de transportes.

Dentro deste contexto este trabalho investiga, através da eletrólise alcalina da água, em um eletrolisador chamado voltâmetro de Hofmann, as eficiências do processo eletrolítico, com eletrodos de dois materiais diferentes e em três concentrações de eletrólito. O voltâmetro de Hofmann em escala de laboratório foi projetado e construído no LABEN (Laboratório de Energia) do Centro de Engenharias e Ciências Agrárias da Universidade Federal de Alagoas (UFAL), com materiais alternativos de baixo custo. Os eletrodos são de dois diferentes materiais, um de titânio DSA e outro de aço inox feito com parafusos comerciais.

Com isso espera-se determinar o melhor material de eletrodo para o conjunto montado nas condições impostas e contribuir para a investigação e disseminação do conhecimento em relação a eletrólise e a obtenção de hidrogênio.

1.1 Justificativa

A eletrólise da água é um processo bastante adequado para a compreensão da eletroquímica e possui relevância crescente em áreas como a produção de hidrogênio para fins energéticos. O voltâmetro de Hoffmann, por sua simplicidade e clareza didática, é um instrumento adequado para observar e quantificar esse fenômeno. No entanto, o desempenho do processo depende diretamente da escolha dos eletrodos e da concentração dos eletrólitos utilizados. Assim, este estudo se justifica pela necessidade de analisar comparativamente diferentes materiais de eletrodo e condições experimentais, contribuindo para o avanço do conhecimento científico e para a formação acadêmica em química e áreas correlatas. Além disso, os resultados podem oferecer subsídios para práticas laboratoriais mais eficientes e para aplicações tecnológicas voltadas à sustentabilidade energética.

1.2 Objetivos

1.2.1 Objetivos gerais

Investigar o desempenho de dois tipos de eletrodos em processos de eletrólise da água utilizando o voltâmetro de Hofmann, considerando variações na concentração de eletrólitos, de modo a compreender sua influência na eficiência da produção de gases.

1.2.2 Objetivos específicos

- a) Avaliar a influência da concentração de eletrólitos na velocidade e eficiência do processo eletrolítico;
- b) Comparar a eficiência de dois tipos distintos de eletrodos quanto à produção de hidrogênio e oxigênio;
- c) Identificar possíveis vantagens e limitações de cada eletrodo em diferentes condições experimentais;
- d) Relacionar os resultados obtidos com fundamentos teóricos da eletroquímica,

- destacando aspectos práticos e aplicáveis em contextos acadêmicos e industriais;
- e) Propor recomendações para futuras aplicações ou estudos que envolvam a otimização da eletrólise da água.

2 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

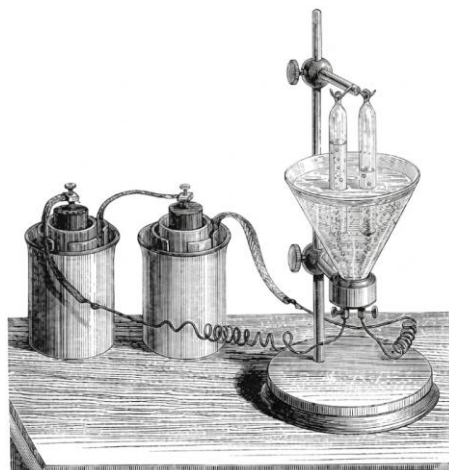
2.1 Contexto histórico da eletrólise

Segundo Santos, Sequeira e Figueiredo (2013) a trajetória tecnológica da eletrólise da água reflete mais de dois séculos de progressos científicos ininterruptos, evoluindo desde experimentos laboratoriais rudimentares até sistemas industriais complexos.

De acordo com Smolinka *et al* (2022), a produção de hidrogênio a partir de eletricidade teve seu marco inicial em 1789, realizada pelos pesquisadores Adriaan Paets van Troostwijk (1752–1837) e Johan Rudolph Deiman (1743–1808). Em seu experimento pioneiro, utilizaram um gerador eletrostático, composto por eletrodos de ouro inseridos em uma garrafa de Leyden com água, para decompor a água em seus elementos constituintes, hidrogênio e oxigênio. Esse procedimento foi posteriormente reproduzido com êxito por outros cientistas, entre eles George Pearson (1751–1828), que, em 1797, apresentou um relato à Royal Society descrevendo a geração dos gases hidrogênio e oxigênio por meio da aplicação de descargas elétricas na água. Os resultados foram publicados e, mais tarde, republicados em três partes sucessivas por William Nicholson (1753–1815) em seu próprio periódico. Nicholson ainda acrescentou comentários à tradução alemã do artigo, contribuindo para sua divulgação e discussão.

Ainda de acordo com Smolinka *et al* (2022), em 1800, Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Volta (1745–1827) apresentou sua invenção conhecida como Pilha de Volta. Este dispositivo era constituído por discos de cobre e zinco separados por um eletrólito de salmoura, cada unidade gerando cerca de 0,76 V. A pilha representou a primeira fonte de eletricidade acessível, reproduzível e de tensão relativamente constante, capaz de fornecer energia de forma prolongada. Esse avanço não só popularizou o uso da eletricidade, mas também marcou o verdadeiro início da eletroquímica como campo científico. A Figura 1 nos mostra uma representação de como eram os experimentos de eletrólise utilizando elementos galvânicos como a pilha de Volta.

Figura 1: Eletrólise da água em laboratório usando elementos galvânicos



Fonte: Smolinka *et al* (2022)

Com essa nova fonte de energia e o conhecimento prévio sobre a decomposição da água por meio de eletricidade, os cientistas William Nicholson (1753–1815) e Anthony Carlisle (1768–1840) estiveram em condições de repetir e aperfeiçoar o experimento realizado anteriormente por van Troostwijk e Deiman. Diferentemente dos primeiros, Nicholson e Carlisle conseguiram coletar e analisar separadamente os gases produzidos no ânodo e no cátodo. Embora a decomposição eletrolítica da água já tivesse sido demonstrada anos antes, a literatura científica frequentemente atribui a Nicholson e Carlisle a invenção da eletrólise da água, em razão de seus experimentos mais sistematizados e detalhados. Posteriormente, em 1834, Michael Faraday (1791-1867) formulou os princípios teóricos fundamentais da eletrólise, conhecidos como as Leis de Faraday, e foi responsável por cunhar o próprio termo "eletrólise" (Smolinka *et al*, 2022).

No início, durante muitos anos, não havia grande interesse na geração de hidrogênio por meio da eletroquímica, esta técnica limitava-se principalmente à galvanoplastia, principalmente com o uso de baterias. Por outro lado, a ausência de fontes de alta tensão impedia o desenvolvimento de indústrias correspondentes. No entanto, no final do século XIX, o momento era propício para mudanças significativas na eletroquímica técnica.

Muitas condições científicas, tecnológicas e socioeconômicas foram atendidas naquela época tornando a eletrólise da água mais atrativa. A comercialização de eletrolisadores de água iniciou-se por volta de 1900, ainda numa fase pioneira da técnica. Em 1902, mais de 400 eletrolisadores de água industriais já estavam em operação. Na década de 1920, grandes centrais eletrolíticas, com potência da ordem de 100 MW, foram instaladas no Canadá para atender à demanda da indústria de fertilizantes de amônia. Em 1939, a primeira grande planta de eletrólise

da água, com uma capacidade de $10.000 \text{ N.m}^3.\text{H}_2.\text{h}^{-1}$, entrou em operação e, em 1948, o primeiro eletrolisador industrial pressurizado foi fabricado pela Zdansky/Lonza. Um marco significativo ocorreu no final dos anos 1980, com a instalação em Aswan de 144 unidades, totalizando 162 MW de potência e uma capacidade de produção de hidrogênio de 32.400 m^3 por hora.

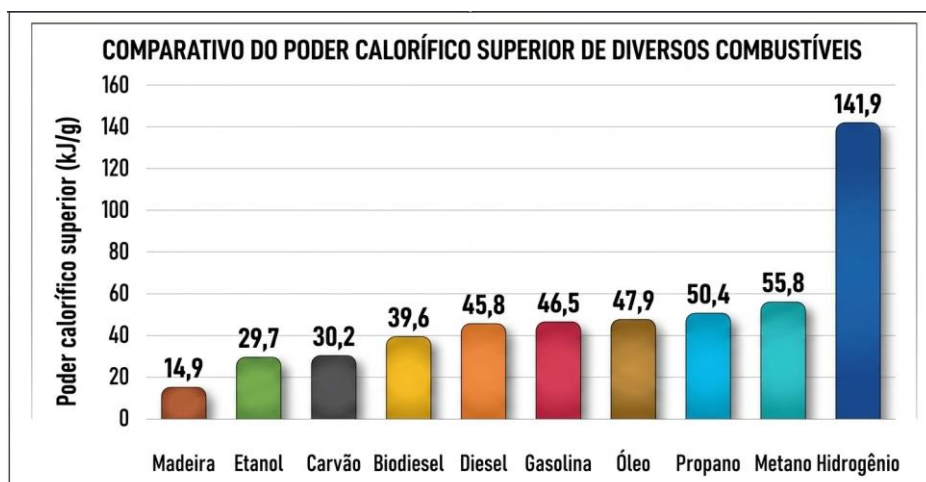
Outro exemplo notável é o eletrolisador modular Brown Boveri, com capacidade de cerca de 4.300 m^3 de hidrogênio por hora. A empresa canadense Stuart Cell também se consolidou como uma fabricante reconhecida de células unipolares do tipo tanque (Santos, Sequeira e Figueiredo, 2013).

2.2 Importância do hidrogênio

O hidrogênio constitui o elemento mais simples e leve da tabela periódica, ocupando a primeira posição entre os gases. Com número atômico 1 e massa atômica igualmente a 1, sua estrutura básica é formada por um único próton no núcleo, acompanhado de um único elétron. Sua versatilidade como combustível e matéria-prima química garante uma ampla utilização em diversos setores industriais, sendo o elemento mais abundante em todo o universo (Leite, 2025).

Segundo Rossato (2024) o hidrogênio é considerado o combustível com maior poder calorífico, uma vez que sua energia por unidade de massa, $141,9 \text{ kJ}$ por grama, supera a de qualquer outra substância. Em comparação direta com combustíveis como metano, etanol e gasolina, ele contém entre 2,5 e 4 vezes mais conteúdo energético para uma mesma massa. Na Figura 2 é apresentado o poder calorífero do hidrogênio ao lados de outros combustíveis.

Figura 2: Poder calorífico superior por unidade de massa para combustíveis



Fonte: Adaptado Palhares (2016)

Para Bhuiyan e Siddique (2025), o hidrogênio tem um impacto positivo para a transição energética mundial, uma vez que pode ser produzido em larga escala sem intermitência, ao contrário da energia solar, podendo se adequar a infraestrutura industrial em muitos países, garantindo diversificação e segurança energética.

2.3 Produção de hidrogênio

O hidrogênio pode ser obtido a partir de diversas fontes naturais, incluindo tanto hidrocarbonetos quanto compostos não derivados de petróleo. Sua obtenção é realizada por meio de uma variedade de processos, que abrangem desde técnicas baseadas em luz, eletricidade e reações químicas até métodos termoquímicos e bioenergéticos, frequentemente empregados de forma isolada ou combinada (El-Eman e Özcan, 2019 apud Lara e Ritcher, 2023, p.417). A Tabela 1 abaixo nos traz as principais rotas de obtenção de hidrogênio.

Tabela 1: Principais meios de obtenção de gás hidrogênio

Matéria-prima	Método de produção
Água	Eletrólise alcalina
Biomassa	Termólise via pirólise
	Termólise via gaseificação
Carvão	Termólise via gaseificação
Hidrocarbonetos	Processo de oxidação parcial de combustíveis fósseis
Gás natural	Reforma de metano a vapor

Fonte: Adaptado de Lara e Ritcher (2023)

Segundo Rossato (2024), a definição da técnica de produção de hidrogênio depende de uma série de variáveis inter-relacionadas. Essas incluem o balanço energético total do processo, o nível de pureza requerido para o produto final, a natureza e a disponibilidade da matéria-prima empregada, além do tipo de energia primária, luminosa, térmica ou elétrica, utilizada para conduzir a reação. A otimização dessa combinação de fatores, específica para cada contexto e aplicação, é fundamental para impulsionar a eficiência produtiva e minimizar os custos associados à operação.

De acordo com a Nota Técnica de maio de 2022 da Empresa de Pesquisa Energética (EPE), em função de sua diversidade de rotas para sua produção, e da possibilidade de captura, utilização ou armazenamento do gás carbônico gerado (CCUS, do inglês, *Carbon Capture, Utilisation and Storage*), o hidrogênio foi classificado em cores, conforme indica a Figura 3.

Figura 3: Classificação do hidrogênio em cores pelo processo de produção

CLASSIFICAÇÃO DE CORES DO HIDROGÊNIO: RESUMO DOS PROCESSOS DE PRODUÇÃO		
	Preto	Gaseificação do carvão mineral (antracito ¹) sem CCUS ² 
	Marrom	Gaseificação do carvão mineral (hulha ³) sem CCUS 
	Cinza	Reforma a vapor do gás natural sem CCUS 
	Azul	Reforma a vapor do gás natural com CCUS 
	Turquesa	Pirólise do metano ⁴ sem gerar CO ₂ 
	Verde	Eletrólise da água com energia de fontes renováveis (eólica/solar) 
	Musgo	Reformas catalíticas, gaseificação de plásticos residuais ou biodigestão anaeróbica de biomassa ou biocombustíveis com ou sem CCUS 
	Rosa	Fonte de energia nuclear 
	Amarelo	Energia da rede elétrica, composta de diversas fontes 
	Branco	Extração de hidrogênio natural ou geológico 

Notas de rodapé: ¹ Antracito: Carvão de alto teor de carbono e baixa volatilidade. ² CCUS: Carbon Capture, Utilization, and Storage (Captura, Utilização e Armazenamento de Carbono). ³ Hulha: Carvão betuminoso de teor intermediário de carbono. ⁴ Metano: Gás natural (CH₄), principal componente da pirólise.

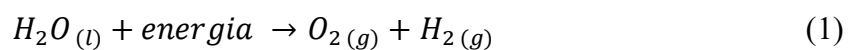
Fonte: Adaptado EPE, 2022

Um estudo recente do Instituto de Pesquisa Econômica Aplicada (Ipea, 2025), aponta que o país tem a capacidade de produzir anualmente de 200 a 800 mil toneladas de hidrogênio de baixo carbono até o final desta década. De acordo com a análise, a concretização desse potencial de produção está condicionada a elementos como a implementação de políticas públicas de incentivo, a redução dos custos associados às tecnologias necessárias e a ampliação da infraestrutura dedicada a este setor.

2.4 Eletrólise da água

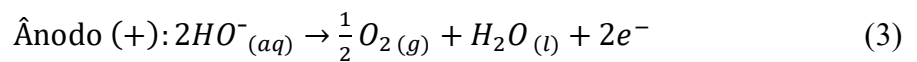
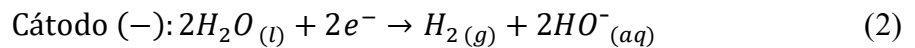
2.4.1 Características gerais

Conforme David, Ocampo-Martinés e Sánchez-Peña (2019) a eletrólise é o método pelo qual a molécula de água é separada em hidrogênio e oxigênio pela aplicação de uma corrente elétrica. Embora existam diferentes métodos, todos compartilham a mesma equação global, representada pela Equação 1 abaixo.



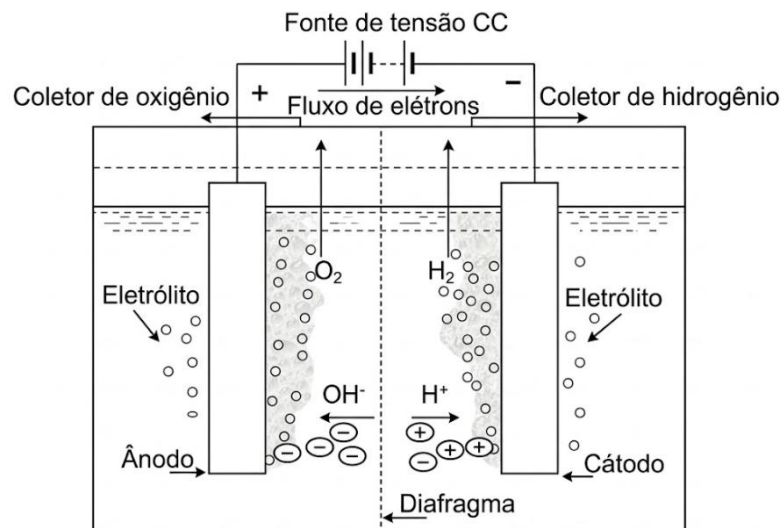
Para viabilizar o processo eletroquímico, é fundamental que dois eletrodos operem em contato direto com um meio capaz de transportar íons. O ponto central aqui é que a eletrólise exige que a solução apresente uma condutividade elétrica eficiente para que o fluxo de energia ocorra, uma característica que a água em seu estado de pureza total não consegue oferecer. Justamente por essa falta de mobilidade de cargas, torna-se obrigatória a dissolução de uma substância eletrolítica no líquido, garantindo que o meio se torne condutor e permita a execução do processo químico pretendido (Santos, 2021).

Segundo Li *et al* (2022) a equação global apresentada na equação 1 pode ser dividida em duas equações, uma para cada eletrodo. No ânodo temos a Equação 2, que representa a reação de evolução de oxigênio (REO), no cátodo, temos a Equação 3, que representa a reação de evolução de hidrogênio (REH). Estas reações são influenciadas pelo pH do meio, como o experimento deste trabalho utiliza hidróxido de potássio (KOH) como eletrólito, então teremos as Equações 2 e 3 representando reações em meio alcalino.



Podemos observar, através da Figura 4, um esquema simplificado da eletrólise da água utilizando uma solução alcalina.

Figura 4: Esquema básico da eletrólise alcalina da água



Fonte: Palhares (2016)

2.4.2 Relações termodinâmicas

Segundo Santos (2021) e Lamy e Millet (2020), quantidade total da energia, apresentada na equação 1, necessária para decompor a água é descrita por três grandezas termodinâmicas:

- **ΔG (Variação de Energia Livre de Gibbs):** É a parte da energia total que deve ser fornecida como eletricidade. Em condições padrão, vale 237 kJ por mol. O fato de ΔG ser positivo confirma que o processo não é espontâneo;
- **ΔH (Variação de Entalpia):** É a energia total necessária, incluindo a parte elétrica e a parte térmica. Em condições padrão, vale 286 kJ por mol de água;
- **ΔS (Variação de Entropia):** Está relacionada à desordem do sistema. Nesse caso, a entropia aumenta (porque passamos de líquido para gases desordenados), é o que chamamos de fator entrópico ou a parcela de energia do sistema que está ligada à desordem e que não pode ser convertida em trabalho útil.

A relação entre estas grandezas é dada pela equação da energia livre de Gibbs, representada pela Equação 4 abaixo, sendo T a temperatura em Kelvin.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \quad (4)$$

De acordo com os mesmos autores, a energia, na forma de eletricidade necessária (ΔG), pode ser convertida em uma tensão mínima teórica, tensão termodinâmica ou tensão reversível ($E_{\Delta G}$), assim como a energia total necessária (ΔH) pode ser convertida na tensão termoneutra ($E_{\Delta H}$). As tensões, reversível e termoneutra, são dadas pelas Equações 5 e 6 respectivamente.

$$E_{\Delta G} = \frac{\Delta G}{n \cdot F} \quad (5)$$

$$E_{\Delta H} = \frac{\Delta H}{n \cdot F} \quad (6)$$

Onde:

n: número de elétrons transferidos (2 para H_2);

F: constante de Faraday (96.485 C/mol)

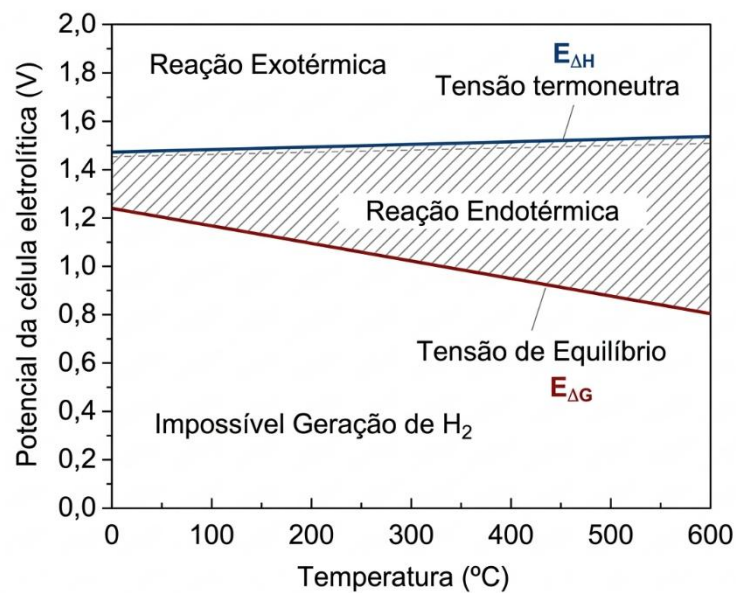
Os valores da tensão reversível e da tensão termoneutra na condição padrão de

temperatura e pressão correspondem a 1,23 V e 1,48 V respectivamente sendo que a condição padrão corresponde a temperatura de 25 °C ou 298,15 K e pressão de 1 atm ou aproximadamente 1 bar (Lamy e Millet, 2020).

Segundo Ursúa *et al* (2012) apud Palhares 2016, p.12, em condições padrão de temperatura e pressão os valores das propriedades termodinâmicas são: $\Delta G^0 = 237,21$ kJ/mol, $\Delta S^0 = 0,1631$ kJ/(mol.K), $\Delta H^0 = 285,84$ kJ/mol. Quando substituímos os valores de ΔG^0 e ΔH^0 nas Equações 3 e 4, iremos obter os valores de $E_{\Delta G} = 1,23$ V e $E_{\Delta H} = 1,48$ V, respectivamente.

Na Figura 5 temos a relação entre a tensão e temperatura de operação em uma célula eletrolítica. Abaixo da tensão de equilíbrio não é possível ocorrer a eletrólise, entre a tensão de equilíbrio e a tensão termoneutra a eletrólise é endotérmica e acima da tensão termoneutra é exotérmica. A tensão de equilíbrio diminui com o aumento da temperatura, já a tensão termoneutra apresenta um pequeno aumento com a temperatura (Luo *et al*, 2024).

Figura 5: Variação das tensões eletrolíticas da eletrólise da água com a temperatura



Fonte: Luo *et al* (2024)

2.4.3 Leis de Faraday para eletrólise

Abordamos no tópico anterior as relações termodinâmicas da eletrólise da água, porém com apenas estas considerações não é possível obter dados sobre as quantidades dos gases gerados e as velocidades em que estas reações acontecem, pois as relações termodinâmicas tratam apenas das energias envolvidas na eletrólise (Santos, 2021).

Segundo Smolinka, Ojong e Lickert (2015) e Santos (2021) é necessário levar em conta um parâmetro crucial no processo eletrolítico que é a corrente elétrica, e consequentemente a densidade de corrente (intensidade de corrente elétrica por área do eletrodo), sendo esta a variável mais importante da cinética da eletrólise que se relaciona diretamente com a carga elétrica.

Para Smolinka, Ojong e Lickert (2015) e Hernández-Gómez, Ramirez e Guilbert (2020), obtendo a carga elétrica utilizada na eletrólise da água, podemos determinar a quantidade dos gases H_2 e O_2 produzidos. A carga elétrica pode ser determinada pela Lei de Faraday, apresentada pela Equação 7.

$$Q = n \cdot z \cdot F \quad (7)$$

Onde:

Q: carga elétrica total (em Coulombs, C);

n: número de mols;

z: número de elétrons transferidos por íon ($z=2$ para H_2);

F: constate de Faraday (96.485 C/mol).

Segundo Santos (2021) e Souza (2025) a equação 7 pode ser reescrita na forma da Equação 8, a qual é uma forma prática da Lei de Faraday, utilizada para calcular a massa (m) em gramas de substância produzida ou consumida em um processo eletroquímico, em função da corrente elétrica (I) em amperes, do tempo (t) em segundos, da massa molar (M) em gramas por mol, do número de elétrons transferidos (z) e da constante de Faraday (F) em coulombs por mol.

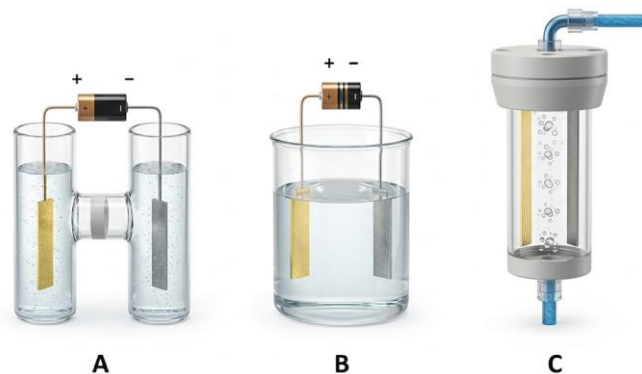
$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F} \quad (8)$$

Num cenário perfeito, a quantidade de eletricidade que atravessa a célula define exatamente quanto de gás será gerado. Por isso, para medir o quão eficiente é um processo real, basta comparar o total de energia gasta com o volume de hidrogênio ou de oxigênio de fato produzido (Smolinka, Ojong e Lickert, 2015).

2.4.4 Tipos de eletrolisadores

De acordo com Leech *et al* (2020) as células eletroquímicas, aplicadas tanto em pesquisas laboratoriais quanto em larga escala industrial podem ter três configurações diferentes, conforme o arranjo físico entre o ânodo e o cátodo. Destas classificações temos o modelo de células não-divididas, onde ambos os eletrodos ocupam um único compartimento comum. Já nas células divididas, existe uma barreira física, como uma membrana, que isola o ânodo do cátodo em setores independentes. Por fim, as células de fluxo não-divididas mantêm os eletrodos em um mesmo espaço, mas introduzem a dinâmica de uma solução que circula continuamente pelo sistema. Podemos observar estes diferentes arranjos de célula através da Figura 6.

Figura 6: Arranjos de células eletrolítica, (A) célula dividida; (B) célula não dividida; (C) célula não dividida de fluxo contínuo.



Fonte: Adaptado Leech *et al* (2020)

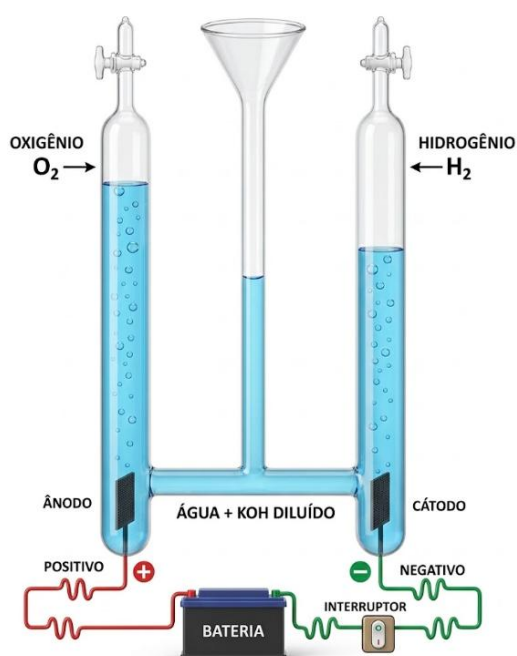
Para Chatenet *et al* (2022), dependendo dos eletrólitos, separadores, temperaturas e pressões de trabalho empregados, temos cinco tipos principais de eletrolisadores de água. São eles:

1. **Eletrolisador de água alcalina (AWE):** é a tecnologia mais consolidada e comercialmente comum, utiliza uma solução alcalina como eletrólito, geralmente KOH;
2. **Eletrolisador de água com membrana de troca de prótons (PEMWE):** é a tecnologia mais eficaz de eletrólise da água. Seu componente crítico é a membrana de troca iônica onde o ânodo e o cátodo formam um sanduíche contra um eletrólito polimérico condutor de próton;
3. **Eletrolisador de água com membrana de troca aniônica (AEMWE):** é uma tecnologia emergente que tenta combinar os baixos custos dos sistemas alcalinos com a alta eficiência das membranas PEMWE;

4. **Célula de eletrólise de óxido sólido (SOEC):** cerâmicas condutoras de íons óxido são usadas tanto como eletrólito sólido quanto como separador da célula, operando em altas temperaturas (vapor), o que reduz o consumo de energia elétrica, tornando-a extremamente eficiente em processos industriais que geram calor residual;
5. **Eletrolisador cerâmico de condução protônica (PCCEL):** é uma variação das células de alta temperatura que utiliza cerâmicas especiais para conduzir prótons, visando maior durabilidade e eficiência em temperaturas intermediárias.

Além destes citados há também eletrolisadores que não são utilizados para uso industrial, somente para uso didático e em experimentos de laboratório, como o eletrolisador conhecido como voltâmetro de Hofmann. Segundo Mu'minah e Patah (2019), o voltâmetro de Hofmann é uma ferramenta simples que pode ser aplicada para introduzir o tema da eletrocatálise no ensino de química. Conforme Štubňa, Csáki e Ondruška (2019) o voltâmetro foi criado em 1866 por August Hofmann e consiste em dois tubos de vidro graduados verticais, com válvulas na parte superior e eletrodos na parte inferior. Os tubos são conectados ao reservatório central por um tubo de ligação. O gás oxigênio se forma no ânodo e o gás hidrogênio se forma no cátodo. Cada gás desloca a coluna de água e se acumula na parte superior dos dois tubos externos. Na Figura 7 temos uma representação do voltâmetro de Hofmann.

Figura 7: Voltâmetro de Hofmann conectado ao circuito elétrico simples



Fonte: Adaptado dreamstime (2026)

2.4.5 Eletrodos e eletrólitos usuais na eletrólise alcalina

Para Palhares (2016) a escolha dos materiais para os eletrodos na eletrólise alcalina considera uma variedade de propriedades, como atividade, resistência elétrica, durabilidade e capacidade de resistir à corrosão. Embora a platina e o ouro se destaquem como as opções mais adequadas em termos de desempenho, seu elevado custo inviabiliza o uso em escala industrial. Por essa razão, a prática comum recorre a alternativas economicamente mais acessíveis, como o níquel, o níquel de Raney e o cobalto. Esses materiais oferecem uma combinação vantajosa, apresentando boa estabilidade química e uma resistência à corrosão bem estabelecida, atendendo assim aos requisitos do processo de forma eficiente.

No estudo de Fatouh, Shedid e Elshokary (2013) foram testados cinco materiais diferentes, como aço galvanizado, cobre, titânio, aço inoxidável e alumínio puro, para produção de hidrogênio em eletrólise alcalina. Os eletrodos utilizados tinham o mesmo formato cilíndrico e foram utilizados com concentração de 26 % de KOH. De acordo com o estudo, o eletrodo de alumínio registrou a maior vazão de hidrogênio, alcançando 134 cm³/min. Em seguida, aparecem o eletrodo de aço inoxidável, com 122 cm³/min, e o de titânio, com 113 cm³/min. O cobre produz 111 cm³/min, enquanto o aço galvanizado atinge 110 cm³/min. Embora apresente um custo mais alto, o titânio mostra uma vazão inferior não apenas à do alumínio, mas também à do aço inoxidável. Cabe destacar ainda que, em termos de durabilidade, o alumínio sofre corrosão em apenas duas horas, e o cobre em meros quinze minutos, momento após o qual seu funcionamento é interrompido devido ao mesmo fenômeno. Aqui uma ressalva, os autores deste estudo referem-se ao eletrodo de titânio como apenas “eletrodo de titânio”, dando a entender que este metal não possui nenhum tratamento superficial com outro material, o que justifica uma menor eficiência comparado ao aço inox e de alumínio puro.

Com relação aos eletrólitos, Palhares (2016) diz que a solução iônica resultante da mistura do eletrólito com a água pura, deve ser capaz de conduzir eletricidade reduzindo a resistência ôhmica da água. Cita também que soluções de íons sulfato, além de apresentarem baixa condutividade, podem apresentar corrosão nos eletrodos, assim como eletrólitos ácidos e básicos, que apesar de terem boa condutividade, também agredem de forma corrosiva alguns materiais eletrodos. Segundo o autor, o eletrólito normalmente utilizado em eletrolisadores convencionais é o hidróxido de potássio (KOH), com concentrações de 25-30%.

Conforme Chen *et al* (2022) apud Rossato (2025), p.36, há uma alternativa aos eletrólitos convencionais como o KOH ou NaCl, ou de uso auxiliar como uma espécie de catalizador, que são os líquidos iônicos. Segundo os autores trata-se de compostos orgânicos

constituídos por íons, ou seja, cátions e ânions, que se encontram no estado líquido a temperaturas inferiores a 100 °C, apresentando propriedades os tornam notavelmente versáteis para inúmeras aplicações químicas. Entre suas características mais relevantes estão uma considerável estabilidade térmica, uma ampla variação nos níveis de viscosidade que podem apresentar, além de uma elevada condutividade iônica, o que intensifica a eficiência na eletrólise.

Com a eletrólise já estabelecida, cientistas começaram a investigar maneiras de superar suas limitações fundamentais, como perdas por difusão de íons e formação de bolhas nos eletrodos. É aqui que a pesquisa sobre eficiência se torna mais sofisticada. O marco conceitual para isso veio em 1928, com os pesquisadores Bowden e Rideal, que introduziram a "tecnologia de pulso" ou "tecnologia transiente" para estudar a superfície de eletrodos em intervalos de tempo muito curtos (Liu et al 2021).

Segundo Zeng e Zhang (2010), materiais de eletrodo, eletrólitos e aditivos de eletrólito como líquidos iônicos e controle de bolhas representam as futuras necessidades de pesquisa, sendo cruciais para o desenvolvimento contínuo da tecnologia e eficiência da eletrólise da água.

2.5 Aplicações de hidrogênio

Conforme Leite (2025), o consumo de hidrogênio concentra-se predominantemente em setores industriais estratégicos, como as refinarias de petróleo, a indústria química, as plantas produtoras de fertilizantes nitrogenados, indústria de alimentos e setor siderúrgico. Sua aplicação é fundamental em processos como o hidrotratamento e o hidrocraqueamento nas refinarias, na síntese da amônia e na produção de metanol dentro da indústria química, além de ser um agente essencial na fabricação de aço.

Segundo o Programa Nacional do Hidrogênio-PNH (2023-2025) do Ministério de Minas e Energia (MME), além do potencial para exportação de hidrogênio e seus derivados descarbonizados, as aplicações diretas mais significativas se concentram no setor de refino, para a produção de combustíveis com especificações adequadas, e na indústria química, para a síntese de amônia. Outros usos importantes incluem a geração de combustíveis avançados, como os eletrocombustíveis, e a aplicação direta em pilhas a combustível para viabilizar o transporte com baixa emissão de carbono.

De acordo com a Empresa de Pesquisa Energética (EPE), através do Factsheet- Panorama Atual do Hidrogênio no Brasil (2025), o uso do gás hidrogênio pode ser classificado em energético e não energético sendo o uso energético a utilização da energia

contida no H_2 , medido em Joule, KWh ou outra unidade de energia. Já o uso não energético é dado pelo uso do H_2 como matéria-prima para processos e reações químicas como nas refinarias de petróleo e nas fábricas de fertilizantes. Conforme este estudo, que aborda o período de 2014 a 2023, 97,9 % do H_2 identificado no período foi utilizado como matéria-prima (uso não energético). O estudo identifica também que 87,7 % do total de H_2 no período foi destinado ao uso em refinarias de petróleo e fabricas de fertilizantes.

2.6 A eficiência na eletrólise

Para o cálculo de eficiência da eletrólise existem várias metodologias diferentes abordadas por diversos autores. Para este estudo iremos adotar os cálculos da eficiência faradaica e eficiência térmica, que segundo Zeng e Zhang (2010) utilizam a variação de energia livre de Gibbs e a variação de entalpia da reação de decomposição da água como entrada de energia, respectivamente. Tanto a eficiência faradaica quanto a eficiência térmica adotam a energia teórica necessária mais as perdas de energia como entrada de energia.

Em relação à eficiência faradaica, eficiência de Faraday ou eficiência de corrente, segundo Gómez, Ramirez e Guilberg (2020), é uma forma relevante para modelar a produção de hidrogênio e oxigênio em um processo de eletrólise. Geralmente é expressa como a razão entre a carga elétrica ideal e a carga elétrica real necessária para a produção de uma determinada quantidade de hidrogênio ou como a razão entre o hidrogênio calculado e o hidrogênio real produzido. Já para Zhang *et al* (2024) a eficiência faradaica ou eficiência de corrente pode ser definida de acordo com a Lei de Faraday onde a densidade de corrente é aproximadamente proporcional à taxa de produção de H_2 , sendo que no processo real da reação, ocorre um desvio entre a taxa real e a teórica de produção de H_2 devido a perdas de corrente ao longo dos dutos de gás e à permeação cruzada de gás.

Para a eficiência térmica, segundo Pinto, Oliveira e Borges (2025) e Luo *et al* (2024), é definida como a razão entre a variação de entalpia (ΔH) durante a eletrólise da água e a tensão real da célula (E_{cell}). A eficiência térmica leva em conta a energia adicional necessária para manter o equilíbrio térmico, ou seja, sem troca de calor com o meio. Isso é tipicamente expresso usando a tensão termoneutra ou tensão teórica mínima (E_{tn} ou $E_{\Delta H}$), que pode ser considerada constante ($E_{tn} = 1,48$ V) na condição padrão, com temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm. Valores acima de 1,48 V significa que parte da energia utilizada está sendo desperdiçada em geração de calor.

Segundo Oliveira (2024), a eficiência faradaica mede a parcela da corrente elétrica que

é de fato utilizada na quebra das moléculas de água e na consequente geração de hidrogênio e oxigênio. Já a eficiência térmica avalia a fração de energia que se perde por dissipação de calor, sendo essa perda térmica a causa direta da variação de temperatura observada na mistura de entrada no sistema.

A metodologia de Zeng e Zhang (2010), utilizada neste trabalho é referência no estudo de eficiência em eletrólise, e, tanto para a eficiência faradaica, como para a eficiência térmica, os autores utilizam dois cenários, um para a condição padrão de temperatura e pressão e outra para condições reais de temperatura e pressão. A metodologia dos cálculos utilizados neste trabalho em relação a estas eficiências podem ser vistas na seção 3.8 do tópico 3 de metodologia, que trata das avaliações de eficiência.

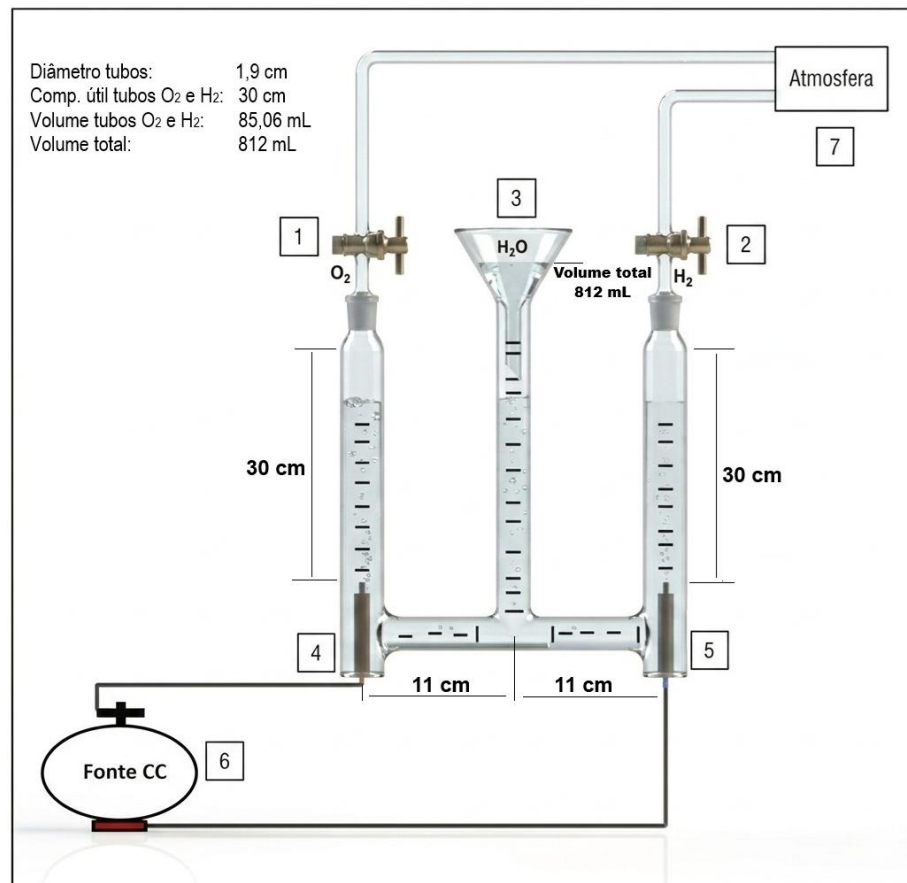
3 METODOLOGIA

3.1 Descrição do sistema

O sistema utilizado no experimento consiste em um processo eletrolítico da água em solução com hidróxido de potássio (KOH) em diferentes concentrações, 50, 150 e 250 g/L. Também foram utilizados dois materiais para os eletrodos, aço inox 304 e titânio DSA com revestimento de óxidos de irídio e rutênio (IrO_2 e RuO_2). Os experimentos utilizaram as diferentes concentrações de KOH para cada material de eletrólito sob a mesma densidade de corrente para observar a produção de hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2) em cada experimento.

O equipamento utilizado para eletrólise é um voltâmetro de Hofmann fabricado em tubos de acrílico transparente e conexões em PVC, com volume total de 812 mL e volume útil dos tubos de gases de 85,06 mL cada (O_2 e H_2), o que representa um deslocamento de 30 cm na coluna da solução água mais KOH, como demonstrado na Figura 8. Os experimentos foram realizados no Laboratório de Energia (LABEN) do Campus de Engenharias e Ciências Agrárias (CECA) da Universidade Federal de Alagoas (UFAL).

Figura 8: Fluxograma de processo do sistema eletrolítico



Fonte: Autor (2026)

Onde:

- 1 – Válvula de O₂;
- 2 – Válvula de H₂;
- 3 – Funil de alimentação da solução água + eletrólito;
- 4 – Eletrodo positivo (ânodo);
- 5 – Eletrodo negativo (cátodo);
- 6 – Fonte CC;
- 7 – Saída de gases para atmosfera.

3.1.1 Equipamentos e reagentes utilizados

- Voltômetro de Hofmann;
- Fonte CC POL-16A 0-30V/0-5A;
- Multímetro MD-200L;
- Hidróxido de potássio Labitech cód. L0056-P1KG, N° CAS: 1310-58-3/56,105 g/mol
- Eletrodo de aço inox 304;
- Eletrodo de titânio revestido de irídio e rutênio (fabricante De Nora) - Ti/Ru-Ir;
- Balança analítica;
- Termômetro digital.

3.2 Informações para planejamento do experimento

3.2.1 Concentração de KOH na solução

As concentrações de hidróxido de potássio (KOH) partiram de uma concentração muito baixa (50 g/L), baixa (150 g/L) e uma concentração de 250 g/L, a qual é um pouco mais próxima a utilizada na literatura. Autores como Zeng e Zhang (2010) citam o hidróxido de potássio a uma concentração entre 25 e 30 %, o que representa cerca de 307 e 396 g/L respectivamente, sendo estas concentrações amplamente adotadas em eletrolisadores comerciais.

3.2.2 Área dos eletrodos

Os eletrodos de titânio são do tipo DSA (Anodo Dimensionalmente Estável, do inglês:

Dimensionally Stable Anodes) provêm da indústria e tem como fabricante a empresa italiana De Nora. Estes são em formato de aleta, possuem largura e espessura fixa de 6,1 mm e 0,5 mm respectivamente com pequena variação do comprimento. Suas medidas e áreas podem ser observadas através da Tabela 2.

Tabela 2: Medidas dos eletrodos de titânio

Eletrodos de titânio				
Eletrodo 1	Largura (mm)	Comprimento (mm)	Área (mm ²)	Área (cm ²)
Ânodo	6,1	56,0	683,2	6,8
Cátodo	6,1	58,6	714,9	7,2

Fonte: Autor (2026)

Os eletrodos de aço inox 304 são feitos de parafusos comerciais usinados, tendo formato cilíndrico e seu diâmetro possui pequenas variações. Para o cálculo de seu diâmetro médio foram feitas três medidas do diâmetro, uma na base, outra no meio e a terceira na parte superior. As medidas de diâmetro, comprimento e área superficial podem ser observadas conforme Tabela 3.

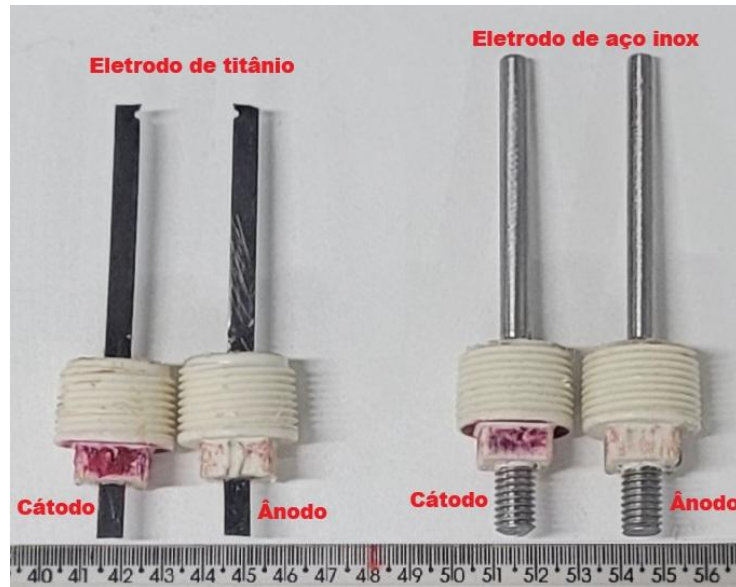
Tabela 3: Medidas dos eletrodos de aço inox

Eletrodos de aço inox					
Eletrodo 2	Ø (mm)	Ø médio (mm)	Comprimento (mm)	Área mm ²	Área cm ²
Ânodo	6,5	6,7	67,6	1449,7	14,5
	6,7				
	6,8				
Cátodo	7,1	7,1	67,0	1534,8	15,4
	7,1				
	7,2				

Fonte: Autor (2026)

Na Figura 9 temos os eletrodos de titânio e aço inox utilizados nos experimentos.

Figura 9: Eletrodos de titânio e aço inox



Fonte: Autor (2026)

3.2.3 Densidade de corrente

Para o experimento com os eletrodos de titânio, estipulou-se uma corrente de circuito de 100 mA. Tendo a corrente utilizada e a área superficial dos eletrodos podemos calcular as densidades de corrente de cada eletrodo pela Equação 9 abaixo:

$$J = \frac{I}{A} \quad (9)$$

Onde:

J – densidade de corrente (mA/cm²);

A – área do eletrodo (cm²);

I – corrente elétrica (mA).

Assim, para os eletrodos de titânio temos as seguintes densidades de corrente:

- Ânodo: $J_{A1} = \frac{I}{A} = \frac{100 \text{ mA}}{6,8 \text{ cm}^2} = 14,6 \frac{\text{mA}}{\text{cm}^2}$
- Cátodo: $J_{C1} = \frac{I}{A} = \frac{100 \text{ mA}}{7,2 \text{ cm}^2} = 14,0 \frac{\text{mA}}{\text{cm}^2}$

Já para manter a mesma densidade de corrente para os eletrodos de aço inox temos que utilizar a corrente de 215 mA, obtendo as densidades de corrente:

- Ânodo: $J_{A2} = \frac{I}{A} = \frac{215 \text{ mA}}{14,5 \text{ cm}^2} = 14,8 \frac{\text{mA}}{\text{cm}^2}$
- Cátodo: $J_{C2} = \frac{I}{A} = \frac{215 \text{ mA}}{15,4 \text{ cm}^2} = 14,0 \frac{\text{mA}}{\text{cm}^2}$

Onde:

J_{A1} – densidade de corrente anódica do eletrodo 1;

J_{C1} – densidade de corrente catódica do eletrodo 1;

J_{A2} – densidade de corrente anódica do eletrodo 2;

J_{C2} – densidade de corrente catódica do eletrodo 2.

Como as áreas dos eletrodos cátodo e ânodo de aço inox tem uma pequena diferença de área superficial teremos também uma pequena diferença de densidade em um dos dois para a mesma corrente de 0,215 A. Escolheu-se como tendo a mesma densidade entre os eletrodos de diferentes materiais o cátodo, que é onde se formará o hidrogênio, ficando o ânodo de aço inox com 14,8 mA/cm², contra 14,6 mA/cm² do eletrodo de titânio, ou seja, uma diferença de 0,2 mA a mais por cm². Podemos observar o resumo das áreas, corrente e densidade de corrente através da Tabela 4.

Tabela 4: Dados dos eletrodos (I_A = corrente anódica e I_C = corrente catódica)

Parâmetros	Eletrodos de titânio		Eletrodos de aço inox	
	Ânodo 1	Cátodo 1	Ânodo 2	Cátodo 2
Corrente $I_A = I_C$ (A)	100 mA	100 mA	215 mA	215 mA
Área superficial (cm ²)	6,8	7,2	14,5	15,4
Densidade de corrente (mA/cm ²)	14,6	14,0	14,8	14,0

Fonte: Autor (2026)

Aqui devemos observar que a maior área dos eletrodos de aço inox não conferem vantagem no cálculo das eficiências, pois utilizando a mesma densidade de corrente estamos isolando apenas o efeito do material, com a eficiência sendo comparada por cm² e não por toda a área do eletrodo.

3.3 Modo de operação

A forma de operação do experimento foi em batelada, ou seja, o voltâmetro foi alimentado apenas uma vez. O processo de eletrólise foi realizado até 20 cm de deslocamento

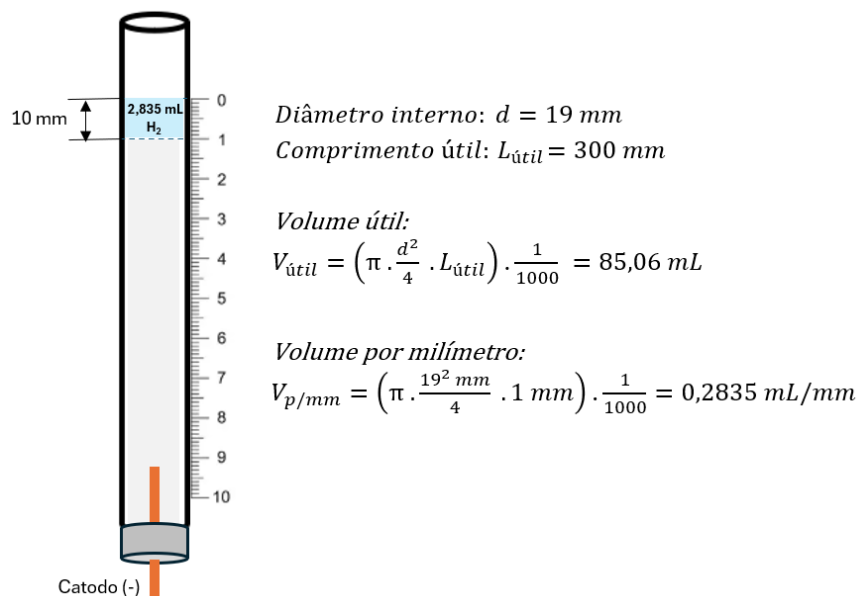
da coluna de gás hidrogênio, devido ao limite físico do eletrolisador de 30 cm de deslocamento de coluna de gás. Com isso, foi estipulado o volume de hidrogênio a ser produzido, que após alcançado, a eletrólise é interrompida.

As aferições de deslocamento de gás foram realizadas visualmente de cinco em cinco minutos, através de uma chapa graduada junto a coluna de solução, interrompendo a contagem do tempo ao alcançar o volume pré-determinado de H_2 .

3.4 Tempo de residência

Para o cálculo do tempo de residência primeiramente foi determinado um volume de gás hidrogênio a ser produzido pela eletrólise. Para isso utilizamos o deslocamento da solução no tubo onde é produzido o H_2 , no eletrodo negativo (cátodo). Tendo o diâmetro interno e o deslocamento em milímetros foi possível calcular o volume de H_2 por mm deslocado. A Figura 10 mostra o cálculo do volume produzido.

Figura 10: Cálculo do volume de hidrogênio por milímetro deslocado



Fonte: Autor (2026)

Com o volume produzido foi utilizada a equação de Clapeyron para os gases ideais para determinar o número de mols do volume de gás produzido, conforme Equação 10 abaixo:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \quad (10)$$

Onde:

P: pressão (atm);

V: volume (L);

R: constante dos gases ideais (0,082 atm.L/mol.K);

T: temperatura (K);

n: número de mols de gás.

Salienta-se que nas condições de pressão e temperatura nas quais os experimentos foram realizados o modelo do gás ideal se aplica com bastante precisão inclusive pelo fato de hidrogênio e oxigênio serem gases leves.

Agora, relacionando a carga elétrica, na Segunda Lei de Faraday para eletrólise, tem-se a Equação 11:

$$Q = n \cdot z \cdot F \quad (11)$$

Onde:

Q: carga elétrica (C);

n: número de mols de gás;

z: número de elétrons envolvidos (2 para H₂ e 4 para O₂);

F: constante de Faraday (96.485 C/mol).

Assim, com a carga elétrica (Q) e a corrente aplicada (I), foi calculado o tempo de residência (t) para o volume de gás desejado, através da Equação 12:

$$t = \frac{Q}{I} \quad (12)$$

Onde:

t: tempo (s);

I: corrente (A);

Q: carga elétrica (C).

3.5 Variáveis monitoradas durante o experimento

Entre todas as variáveis e parâmetros do experimento tem as variáveis e parâmetros medidos e as variáveis e parâmetros calculados.

1. Variáveis e parâmetros medidos:

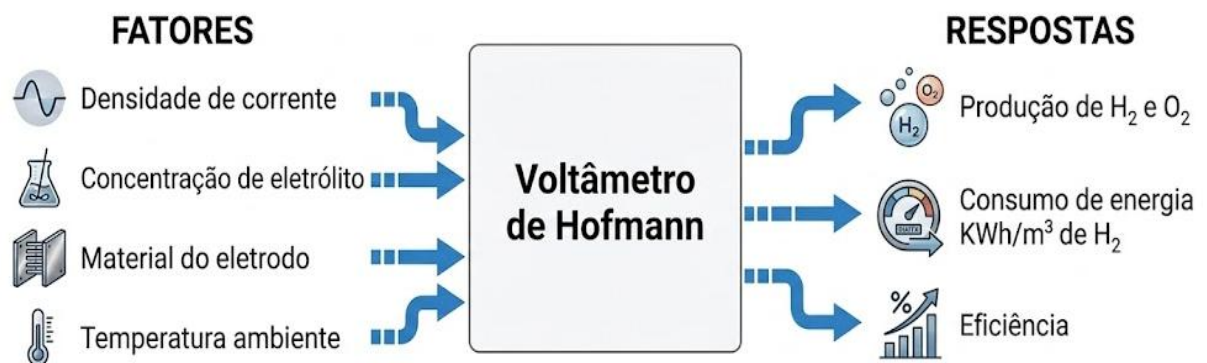
- Tensão elétrica para o reator eletroquímico: através de multímetro na entrada dos eletrodos;
- Corrente elétrica para reator eletroquímico: obtida através do visor da fonte CC;
- Temperatura ambiente: obtida através de termômetro digital;
- Volume deslocado de oxigênio na unidade de tempo: análise visual de coluna graduada;
- Volume deslocado de hidrogênio na unidade de tempo: análise visual de coluna graduada;

2. Variáveis calculadas

- Consumo de energia (KWh/m³ de H₂ produzido);
- Eficiência faradaica e térmica;
- Densidade de corrente;
- Produção de hidrogênio;
- Produção de oxigênio.

Genericamente o experimento pode ser estruturado conforme a Figura 11 abaixo.

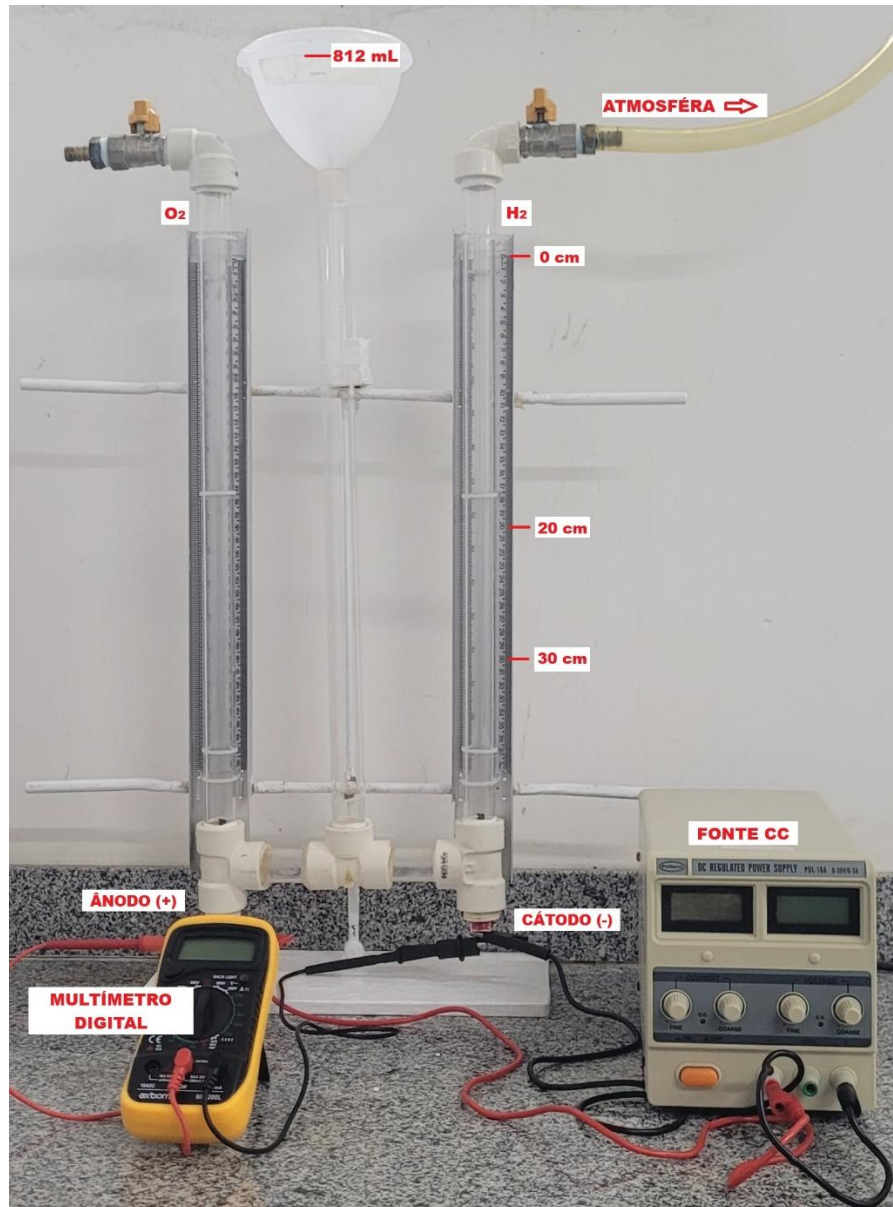
Figura 11: Esquema ilustrativo do experimento



Fonte: Autor (2026)

O arranjo experimental real pode ser observado através da Figura 12 abaixo.

Figura 12: Arranjo do experimento



Fonte: Autor (2026)

3.6 Planejamento dos experimentos

Com as variáveis e equações definidas foi possível determinar os experimentos para cada cenário, conforme Tabela 5.

Tabela 5: Condições experimentais.

Eletrodo	Experimento Nº	Concentração de KOH (g/L)	Corrente (mA)	Densidade de corrente (mA/cm ²)	
				Anódica	Catódica
Titânio	1A/1B/1C	50	100	14,6	14,0
	2A/2B/2C	150			
	3A/3B/3C	250			
Aço inox	4A/4B/4C	50	215	14,8	14,0
	5A/5B/5C	150			
	6A/6B/6C	250			

Fonte: Autor (2026)

Sendo dois tipos de eletrodos com diferentes materiais e utilizados em experimentos para três concentrações diferentes de eletrólito, 50, 150 e 250 g/L, e cada experimento sendo feito em triplicata (A, B e C), temos um total de dezoito experimentos a serem realizados.

3.7 Formulação das hipóteses

Das hipóteses assumidas temos:

- Hipótese 1 – O eletrodo de titânio tem maior eficiência que o eletrodo de aço inox;
- Hipótese 2 – O eletrodo de aço inox tem maior eficiência que o eletrodo de titânio;
- Hipótese 3 – As eficiências se confirmam para as diferentes concentrações do eletrólito.

3.8 Avaliações de eficiência

Para avaliar a eficiência e desempenho dos eletrodos nas diferentes concentrações de KOH foram utilizadas duas abordagens diferentes, uma utilizando condição padrão de pressão e temperatura e outra utilizando as condições reais de laboratório. Para ambas as abordagens foi utilizado o trabalho de Zeng e Zhang (2010), o qual é um estudo de revisão de literatura e análise teórica, referência no estudo da eficiência em eletrólise com mais de quatro mil citações nesta área de estudo, até a data deste trabalho. Do estudo de Zeng e Zhang utilizaremos os cálculos de eficiência faradaica e térmica para as diferentes abordagens citadas.

3.8.1 Eficiência faradaica

A eficiência faradaica pode ser calculada de diferentes maneiras, na sequência iremos ver duas abordagens diferentes adotadas por Zeng e Zhang (2010).

3.8.1.1 Eficiência faradaica utilizando equação geral em condição real

Neste método utiliza-se a variação da energia livre de Gibbs (ΔG), levando-se em consideração às variáveis temperatura e pressão reais do laboratório, o qual é dado pela Equação 13 abaixo.

$$\eta_{faraday} = \frac{\Delta G}{\Delta G + \text{perdas}} \cdot 100 = \frac{E_{\Delta G}}{E_{cell}} \cdot 100 \quad (13)$$

Onde:

$\eta_{faraday}$: eficiência faradaica (%);

ΔG : variação da energia livre de Gibbs (J/mol);

$E_{\Delta G}$: tensão teórica mínima calculada para eletrólise (V);

E_{cell} : tensão real aplicada na célula durante a operação (V);

perdas: representa toda a energia dissipada durante o processo real.

Neste método é calculado ΔG para a temperatura e pressão reais em que acontece a eletrólise, para isso é preciso encontrar as pressões parciais dos volumes produzidos de H_2 e O_2 , utilizando a Equação 14 e 15.

$$P_{H_2} = \frac{n_{H_2} \cdot R \cdot T}{V} \quad (14)$$

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2} \cdot R \cdot T}{V} \quad (15)$$

Onde:

P_{H_2} : pressão parcial de hidrogênio (atm);

P_{O_2} : pressão parcial de oxigênio (atm);

n_{H_2}/n_{O_2} : número de mols para H_2 e O_2 respectivamente (mol);

R: constante dos gases ideais (L.atm/mol.K);

T: Temperatura (K);

V: volume (L).

Para o cálculo do número de mols (n) é necessário calcular o volume ocupado por um mol de gás, H₂ ou O₂, na temperatura e pressão de operação da célula eletrolítica, faremos isso utilizando uma variação da equação 6, com a inversão de pressão e volume, assim encontraremos qual será a quantidade de mols de cada gás em seu volume produzido. Como a altitude do laboratório onde foram feitos os experimentos é de apenas 131 m acima do nível do mar adotaremos a pressão como 1 atm.

Após termos os valores das pressões parciais de H₂ e O₂ podemos calcular o quociente de reação (Q) através da Equação 16.

$$Q = P_{H_2} \cdot P_{O_2}^{\frac{1}{2}} \quad (16)$$

Obtendo-se o quociente de reação podemos calcular a variação da energia livre de Gibbs (ΔG) através da Equação 17.

$$\Delta G = \Delta G^0 + R \cdot T \cdot \ln (Q) \quad (17)$$

Onde:

ΔG^0 : energia livre de Gibbs padrão (para água 237,13 KJ/mol).

Após termos o valor de ΔG , podemos calcular a tensão teórica mínima para eletrólise ($E_{\Delta G}$), através da Equação 18.

$$E_{\Delta G} = \frac{\Delta G}{n \cdot F} \quad (18)$$

Onde:

ΔG : variação da energia livre de Gibbs (J/mol);

n: número de elétrons transferidos (2 elétrons para H₂);

F: constante de Faraday (96.485 C/mol).

Por fim, tendo a tensão teórica mínima calculada para eletrólise nas condições reais de operação da célula eletrolítica ($E_{\Delta G}$), e sendo E_{cell} a tensão real aplicada na célula durante a operação, podemos calcular a eficiência faradaica apresentada anteriormente na equação 5.

3.8.1.2 Eficiência faradaica utilizando a equação simplificada em condição padrão

Para o cálculo da eficiência faradaica em condições padrão, ou seja, 25 °C e 1 atm, Zeng e Zhang (2010) utilizam a Equação 19, onde $E_{\Delta G}$ equivale ao limite termodinâmico ou tensão reversível de 1,23 V.

$$\eta_{faraday(25\text{ }^{\circ}\text{C})} = \frac{1,23\text{ V}}{E_{cell}} \cdot 100 \quad (19)$$

Onde:

$\eta_{faraday(25^{\circ}\text{C})}$: eficiência faradaica na condição padrão (%);

1,23 V: limite termodinâmico, representa a energia elétrica mínima teórica (baseada em ΔG) para que a reação de eletrólise ocorra;

E_{cell} : tensão real aplicada na célula durante a operação (V);

A aplicação desta equação é direta utilizando a tensão real (E_{cell}) utilizada na eletrólise. Em situações em que os parâmetros temperatura e pressão se distanciam dos valores padrão essa equação pode não ser muito representativa da eficiência real da eletrólise.

3.8.2 Eficiência Térmica

Na eficiência térmica, assim como na eficiência faradaica podemos utilizar valores padrão ou reais para a tensão teórica mínima ($E_{\Delta H}$) utilizada na eletrólise. Na condição padrão $E_{\Delta H}$ equivale ao limite termoneutro de 1,48 V e para condições não padrão podemos encontrar $E_{\Delta H}$ através da obtenção de ΔH , utilizando as condições reais de temperatura e pressão do experimento. Abaixo apresentamos estas duas abordagens adotadas por Zeng e Zhang (2010).

3.8.2.1 Eficiência térmica utilizando equação geral em condição real

Para esta abordagem usa-se a variação da entalpia (ΔH) e são levadas em consideração

as variáveis temperatura e pressão reais do laboratório, é dada pela Equação 20.

$$\eta_{térmica} = \frac{\Delta H}{\Delta G + \text{perdas}} \cdot 100 = \frac{E_{\Delta H}}{E_{cell}} \cdot 100 \quad (20)$$

Onde:

$\eta_{térmica}$: eficiência faradaica (%);

ΔH : variação da entalpia (J/mol);

$E_{\Delta H}$: tensão teórica mínima calculada para eletrólise (V);

E_{cell} : tensão real aplicada na célula durante a operação (V);

perdas: representa toda a energia dissipada durante o processo real.

Para obtermos o valor desta eficiência precisamos calcular ΔH utilizando a temperatura real em que aconteceu a eletrólise. Para chegar no valor da variação da entalpia primeiramente precisamos encontrar a variação da capacidade calorífica a pressão constante (ΔC_p), dada pela equação 21.

$$\Delta C_p = \sum C_p(\text{produtos}) - \sum C_p(\text{reagentes}) \quad (21)$$

Onde:

$\sum C_p$ (produtos): é a soma das capacidades caloríficas dos produtos, no caso da eletrólise da água são de H_2 e O (J/K);

$\sum C_p$ (reagentes): soma das capacidades caloríficas dos reagentes, neste caso o reagente é a água (H_2O) (J/K).

Para estes cálculos iremos considerar dois mols de reagente (H_2O), assim teremos como produtos dois mols de H_2 e um mol de O_2 . Iremos considerar os valores tabelados de C_p à $25^\circ C$ para hidrogênio, oxigênio e água. Para os produtos temos a Equação 22 e para o reagente a Equação 23.

$$\sum C_p(\text{produtos}) = 2 \text{ mol} \cdot C_{p_{H_2}} + C_{p_{O_2}} \quad (22)$$

Onde:

$C_{p_{H_2}}$: capacidade calorífica do hidrogênio à pressão constante e temperatura de $25^\circ C$ (tabelado:

28,84 J/mol.K);

C_{pO_2} : capacidade calorífica do oxigênio à pressão constante e temperatura de 25°C (tabelado: 29,43 J/mol.K);

$$\sum C_p(\text{reagentes}) = 2 \text{ mol. } C_{p_{H_2O}} \quad (23)$$

Onde:

$C_{p_{H_2O}}$: capacidade calorífica da água à pressão constante e temperatura de 25°C (tabelado: 75,33 J/mol.K);

Após obtermos os valores das capacidades caloríficas a pressão constante de produtos e reagentes e calcularmos o ΔC_p , podemos então obter o valor da variação da entalpia ΔH na temperatura real de operação, através da Equação 24, que representa a equação de Kirchhoff simplificada para ΔC_p constante.

$$\Delta H_{(T)} = \Delta H^0 + \Delta C_p \cdot (T - T_p) \quad (24)$$

Onde:

ΔH^0 : advém da variação da entalpia de formação da água a 25°C, ($\Delta H_f^0 = -285,83$ kJ/mol, tabelado), porém como a eletrólise é o inverso da formação troca-se o sinal e utiliza-se para dois mols de H_2O multiplicando-se por 2, obtendo-se $\Delta H^0 = 571,66$ KJ;

ΔC_p : variação da capacidade calorífica a pressão constante (J/K);

T: temperatura real de operação da eletrólise (K);

T_p : temperatura na condição padrão (25°C = 298 K).

O ΔH obtido foi considerando dois mols de H_2O , portanto para o cálculo da tensão teórica mínima para eletrólise devemos dividi-lo por dois, obtendo o valor de ΔH por mol de H_2O ($\Delta H_{(p/mol)}$). Assim expressão para obtermos a tensão teórica mínima calculada ($E_{\Delta H}$) é representada através da Equação 25.

$$E_{\Delta H} = \frac{\Delta H}{n \cdot F} \quad (25)$$

Onde:

ΔH : variação da entalpia (J/mol);

n: número elétrons por mol de H_2 produzido (2 elétrons);

F: constante de Faraday (96.485 C/mol).

Obtendo-se o valor de $E_{\Delta H}$ e com o valor da tensão real aplicada na eletrólise (E_{cell}), podemos finalmente calcular a eficiência térmica do processo eletrolítico através da equação 12 apresentada anteriormente.

3.8.2.2 Eficiência térmica utilizando equação simplificada em condição padrão

Para o cálculo da eficiência térmica em condições padrão, ou seja, 25 °C e 1 atm, Zeng e Zhang (2010) utilizam a Equação 26, onde $E_{\Delta H}$ equivale a 1,48 V.

$$\eta_{térmica (25\text{ }^{\circ}\text{C})} = \frac{1,48\text{ V}}{E_{cell}} \cdot 100 \quad (26)$$

Onde:

$\eta_{térmica}(25^{\circ}\text{C})$: eficiência térmica na condição padrão (%);

1,48 V: tensão termoneutra ou tensão mínima na condição padrão, representa o potencial no qual o processo pode ocorrer sem que haja absorção ou liberação de calor para a vizinhança, sendo baseado na entalpia (ΔH);

E_{cell} : tensão real aplicada na célula durante a operação (V);

4 RESULTADOS

Os experimentos com as determinadas concentrações de eletrólito e material do eletrodo foram feitos em triplicata, sendo o resultado final a média dos três experimentos em relação a cada parâmetro analisado. A Tabela 6 apresenta os dados dos experimentos para as diferentes concentrações do eletrólito utilizando os eletrodos de titânio, corrente de 100 mA, densidade de corrente catódica de 14,0 mA/cm² e anódica de 14,6 mA/cm². Já a Tabela 7 representa as diferentes concentrações de eletrólito para os eletrodos de aço inox, com corrente de 215 mA, densidade de corrente catódica de 14,0 mA/cm² e anódica de 14,8 mA/cm². Todos os experimentos apresentaram o mesmo volume de H₂ (56,7 mL), sendo este a referência para o experimento e tendo posteriormente a análise da eficiência em relação ao tempo e consumo energético.

Tabela 6: Dados dos experimentos com eletrodos de titânio

KOH (g/L)	Nº	Tensão (V)	Volume O ₂ (mL)	Temperatura (°C)	Potência (W)	Tempo (min)
50	1A	6,21	27,8	23,5	0,621	71,5
	1B	5,87	26,1	24,0	0,587	75,0
	1C	5,87	26,9	23,6	0,587	74,0
	Média	5,98	26,9	23,7	0,598	73,5
150	2A	3,53	28,4	23,5	0,353	75,0
	2B	3,56	28,4	23,8	0,356	77,0
	2C	3,37	27,8	20,4	0,337	78,0
	Média	3,49	28,2	22,6	0,349	76,7
250	3A	3,07	28,4	23,5	0,307	78,0
	3B	3,15	28,4	23,8	0,315	78,0
	3C	3,11	28,4	21,1	0,311	79,0
	Média	3,11	28,4	22,8	0,311	78,3

Fonte: Autor (2026)

Tabela 7: Dados dos experimentos com eletrodos de aço inox

KOH (g/L)	Nº	Tensão (V)	Volume O ₂	Temperatura (°C)	Potência (W)	Tempo (min)
50	4A	9,39	27,8	23,7	2,018	36,0
	4B	9,42	28,4	23,5	2,026	35,0
	4C	10,16	27,2	20,9	2,185	34,0
	Média	9,66	27,8	22,7	2,076	35,0
150	5A	4,89	28,4	25,2	1,052	36,0
	5B	5,10	27,5	24,8	1,096	35,0
	5C	5,08	28,1	21,2	1,092	36,0
	Média	5,02	28,0	23,7	1,080	35,7
250	6A	4,42	28,4	23,9	0,951	35,0
	6B	4,42	28,4	24,2	0,950	35,0
	6C	4,27	28,4	20,7	0,919	36,0
	Média	4,37	28,4	22,9	0,940	35,3

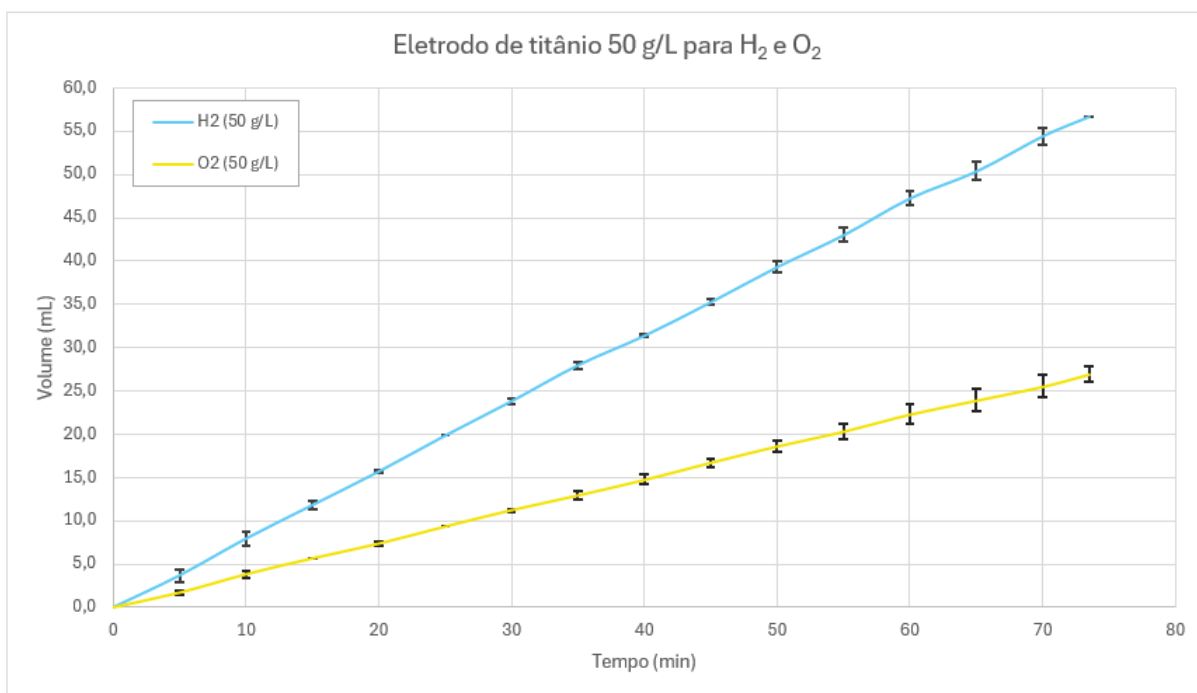
Fonte: Autor (2026)

Podemos observar uma pequena variação nos volumes de O₂, que ocorre devido a referência ser o volume de H₂ e também a possíveis erros na leitura visual da escala de deslocamento do gás.

4.1 Análise e discussão dos resultados

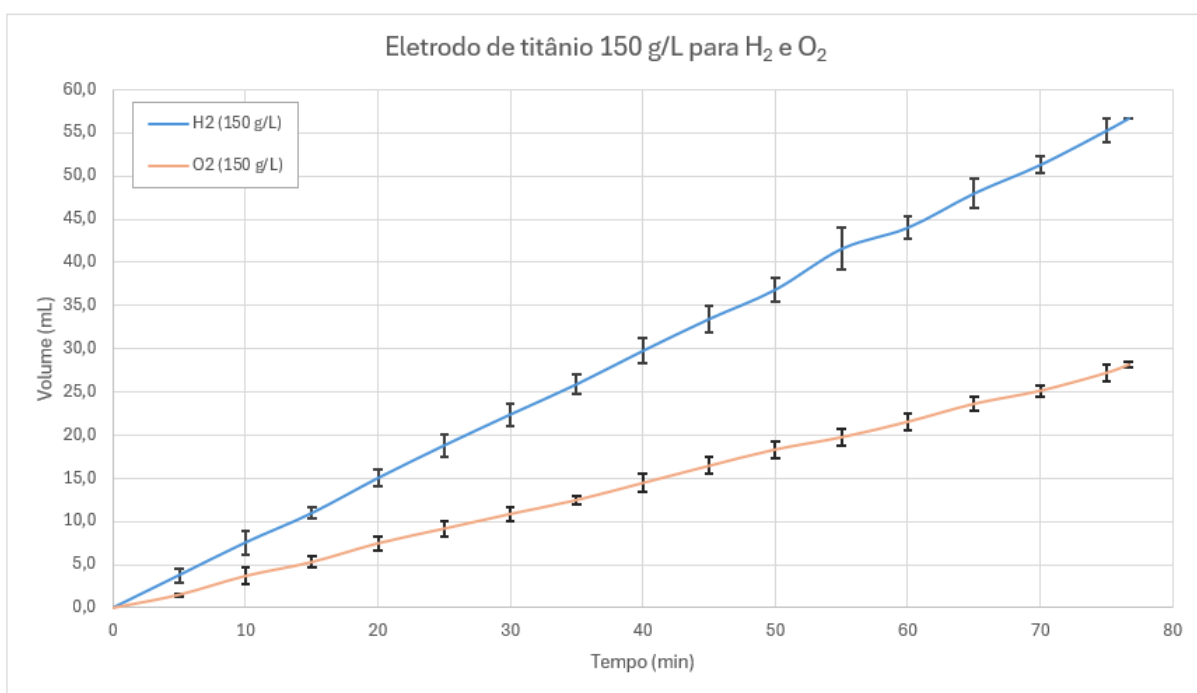
Nos Gráficos 1 a 6 verifica-se a média da evolução da produção de H₂ e O₂, com os seus respectivos desvios, para cada eletrodo de diferente material e em cada concentração de KOH.

Gráfico 1: Variação média do volume no tempo para H_2 e O_2 com eletrodo de titânio e concentração de KOH de 50 g/L



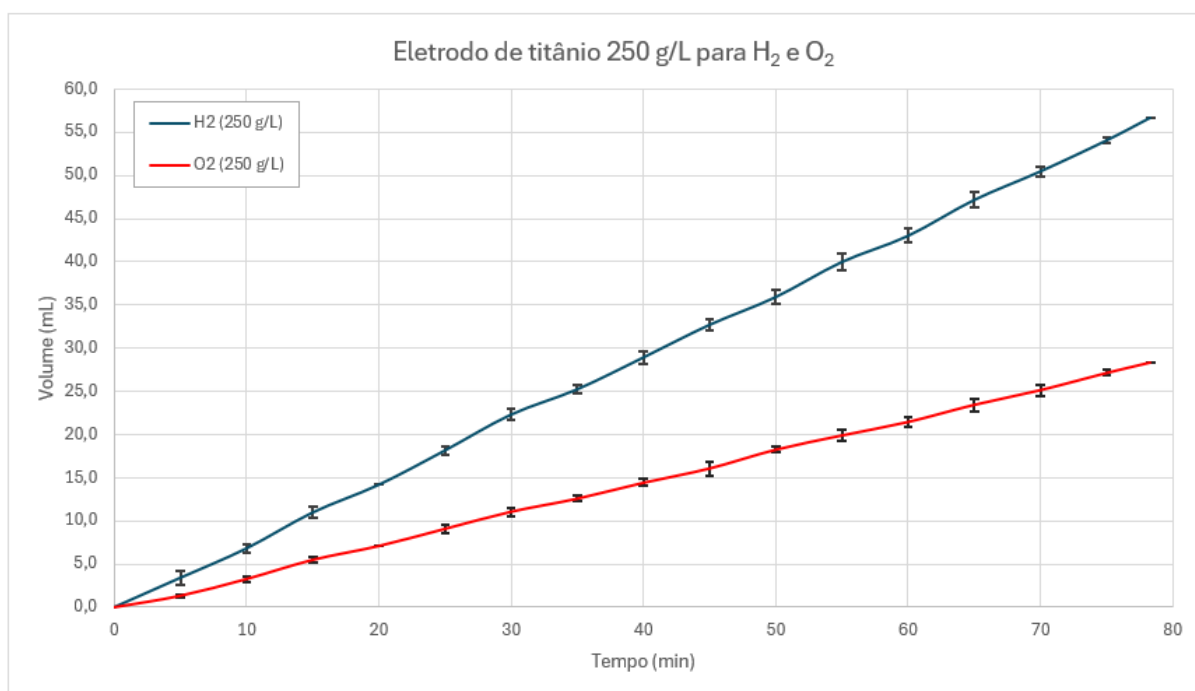
Fonte: Autor (2026)

Gráfico 2: Variação média do volume no tempo para H_2 e O_2 com eletrodo de titânio e concentração de KOH de 150 g/L



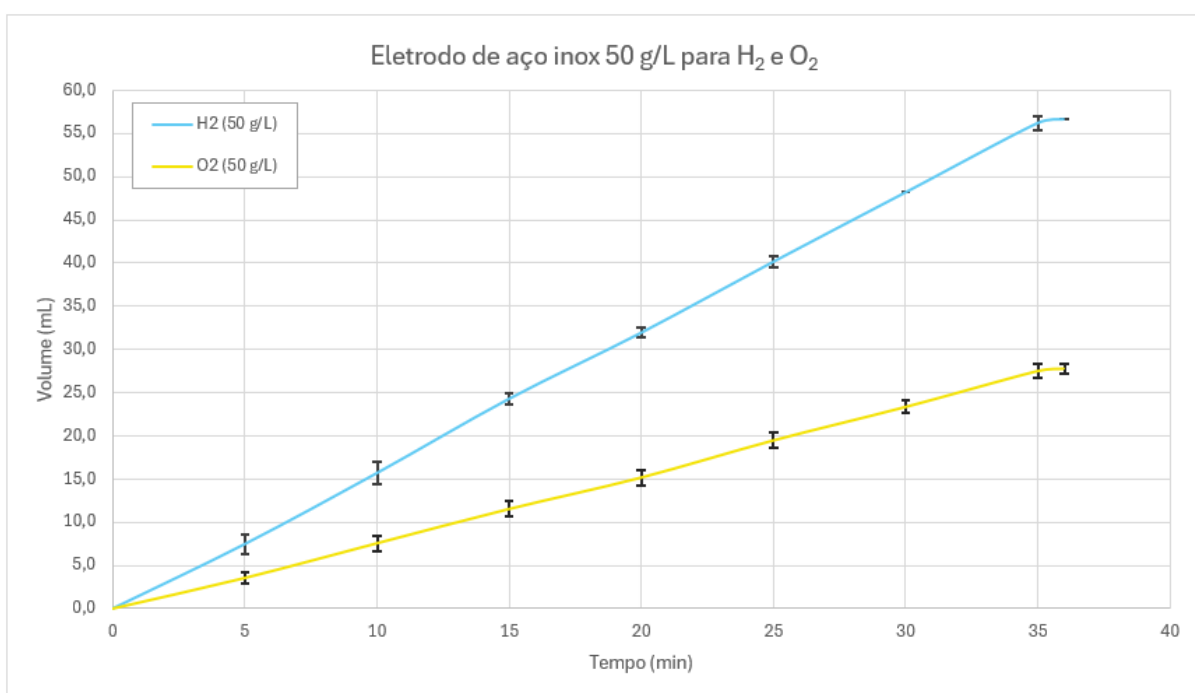
Fonte: Autor (2026)

Gráfico 3: Variação média do volume no tempo para H_2 e O_2 com eletrodo de titânio e concentração de KOH de 250 g/L



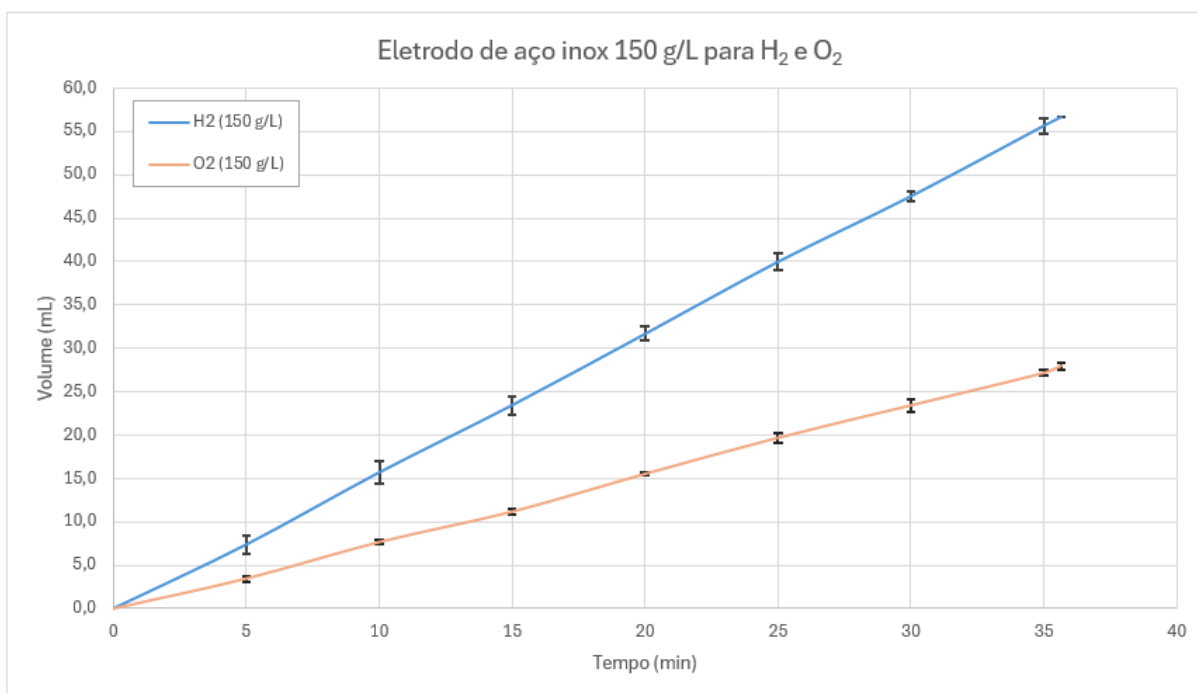
Fonte: Autor (2026)

Gráfico 4: Variação média do volume no tempo para H_2 e O_2 com eletrodo de aço inox e concentração de KOH de 50 g/L



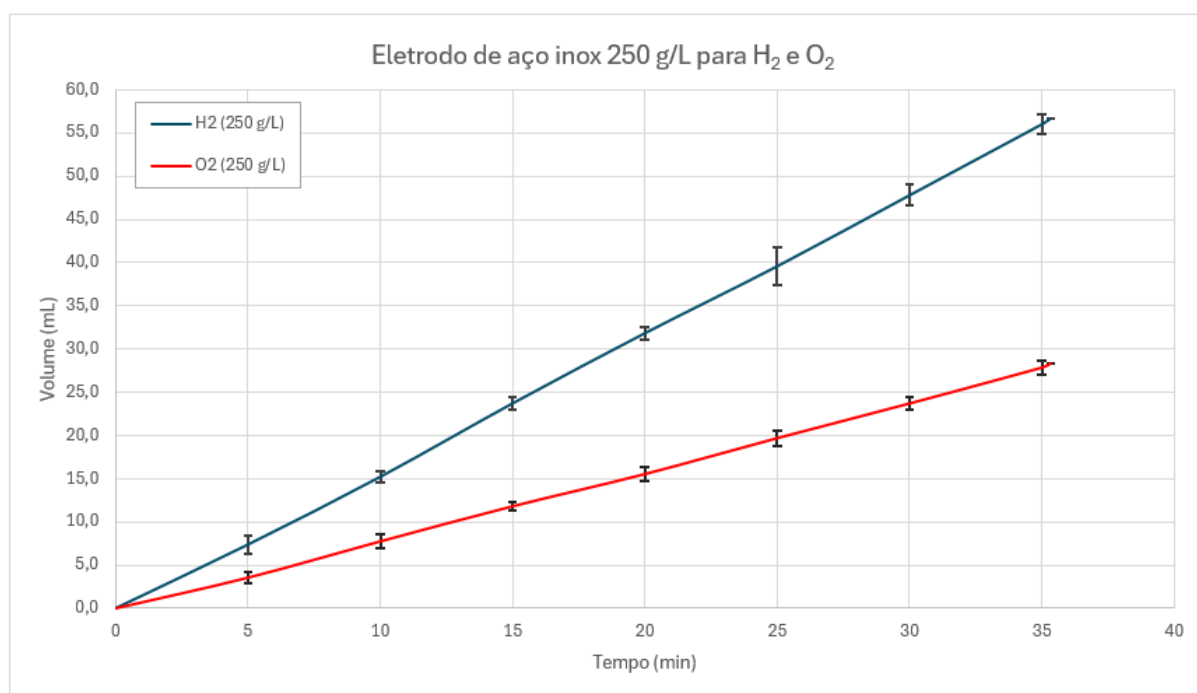
Fonte: Autor (2026)

Gráfico 5: Variação média do volume no tempo para H_2 e O_2 com eletrodo de aço inox e concentração de KOH de 150 g/L



Fonte: Autor (2026)

Gráfico 6: Variação média do volume no tempo para H_2 e O_2 com eletrodo de aço inox e concentração de KOH de 250 g/L

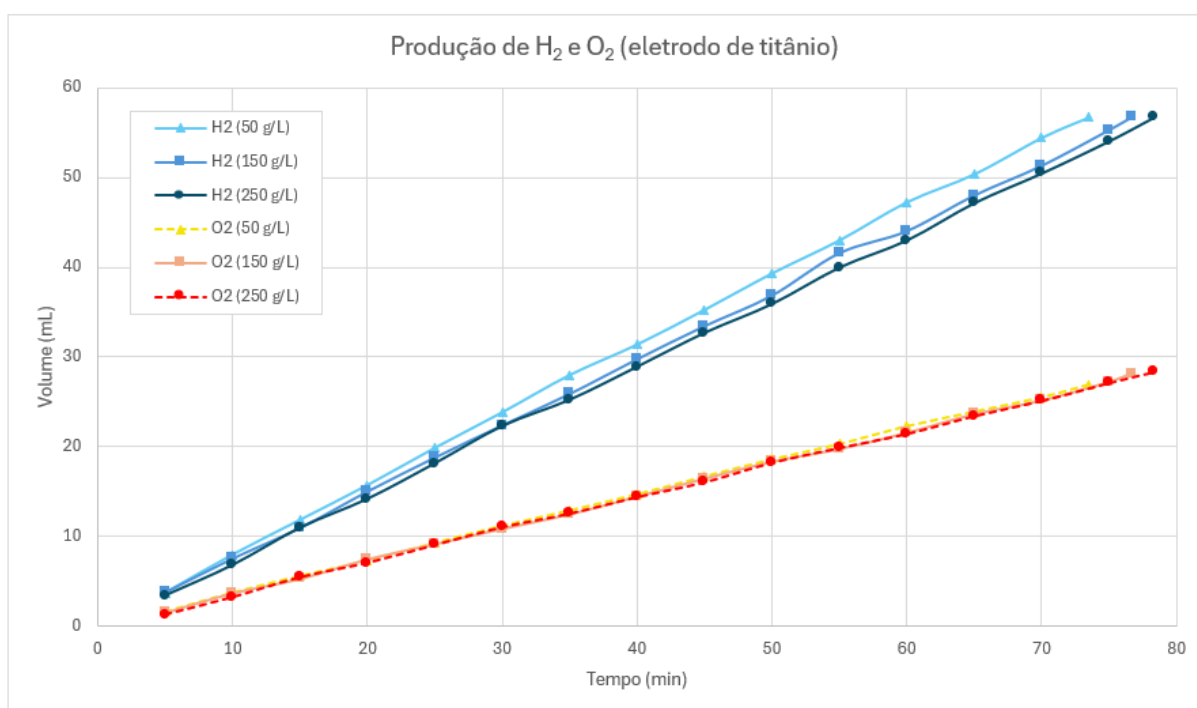


Fonte: Autor (2026)

Tanto para o eletrodo de titânio como para o de aço inox observamos que em cada concentração de KOH houve um erro muito próximo a média da evolução de H_2 e O_2 . Os tempos finais de cada experimento tiveram uma pequena variação em alguns casos, o que pode ser explicado pela variação da temperatura ambiente, sendo que não se tem um controle preciso de temperatura no interior do laboratório e os experimentos foram feitos em horários e dias diferentes. Na obtenção da média das evoluções de H_2 e O_2 também foi calculado a média do tempo final para construção dos gráficos 1 a 6. Podemos observar, através do volume produzido de H_2 e O_2 , que a estequiometria se comprova, com o volume de hidrogênio sendo exatamente ou muito próximo ao dobro do volume de oxigênio.

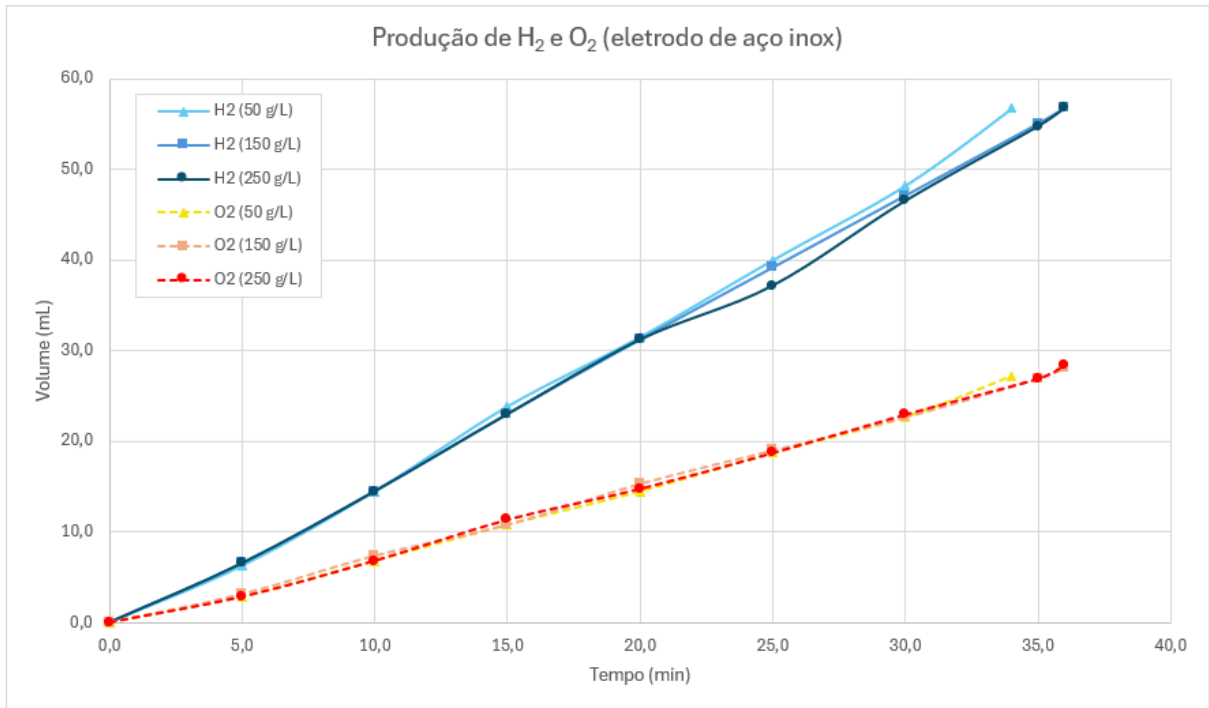
Agora, trazendo juntamente, através dos Gráficos 7 e 8, as médias da evolução de H_2 e O_2 no tempo, das três diferentes concentrações de KOH para cada material de eletrodo.

Gráfico 7: Média da variação do volume no tempo para H_2 e O_2 das três diferentes concentrações de KOH com eletrodo de titânio



Fonte: Autor (2026)

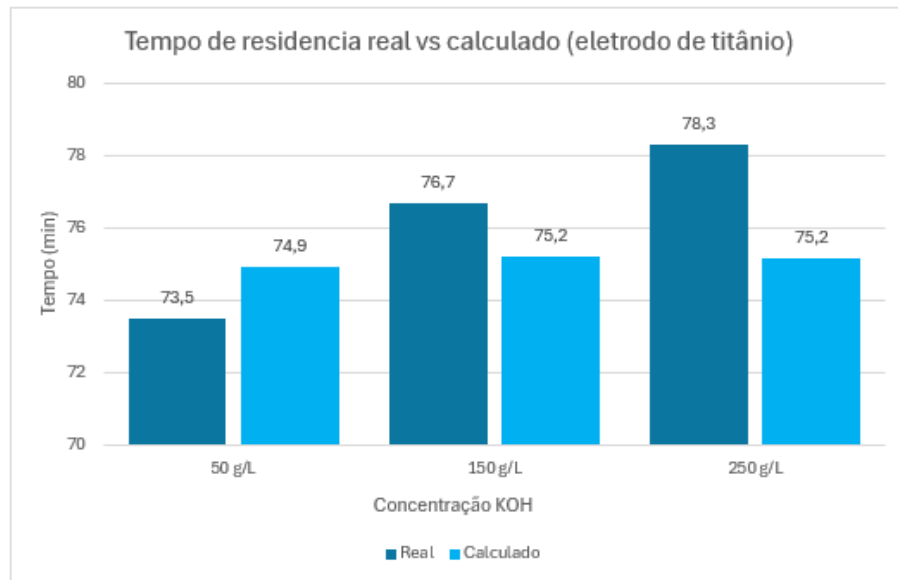
Gráfico 8: Média da variação do volume no tempo para H_2 e O_2 das três diferentes concentrações de KOH com eletrodo de aço inox



Fonte: Autor (2026)

Observando as evoluções do volume de H_2 e O_2 do gráfico 7, nas concentrações 50, 150 e 250 g/L de KOH percebemos uma variação em relação ao tempo para o eletrodo de titânio alcançar o volume pré-estabelecido de hidrogênio, o que pode ser mais bem observado no Gráfico 9. Essa diferença entre o tempo de residência real e o calculado pode representar um erro experimental, pois com maior concentração de KOH a evolução dos gases deveria acontecer mais facilmente, devido a diminuição da resistência ôhmica da solução.

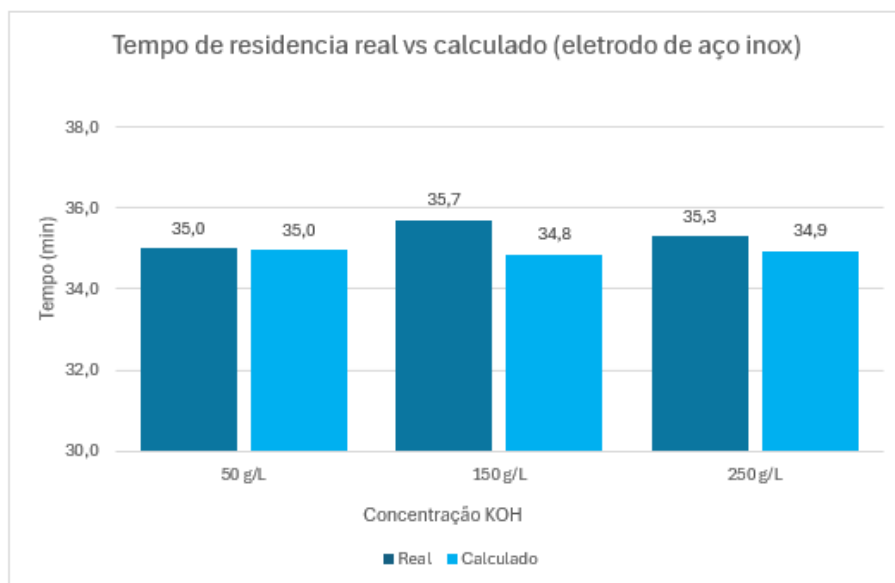
Gráfico 9: Tempo de residência real vs calculado para o eletrodo de titânio



Fonte: Autor (2026)

Quando olhamos para estes resultados em relação ao eletrodo de aço inox, vemos através do gráfico 8 que as linhas quase se sobrepõem devido à grande similaridade da evolução, com um tempo final também um pouco diferente, porém bem mais próximos entre eles, e mais próximos também em relação aos tempos de residência calculados. O Gráfico 10 mostra a proximidade destes tempos de residência.

Gráfico 10: Tempo de residência real vs calculado para o eletrodo de aço inox

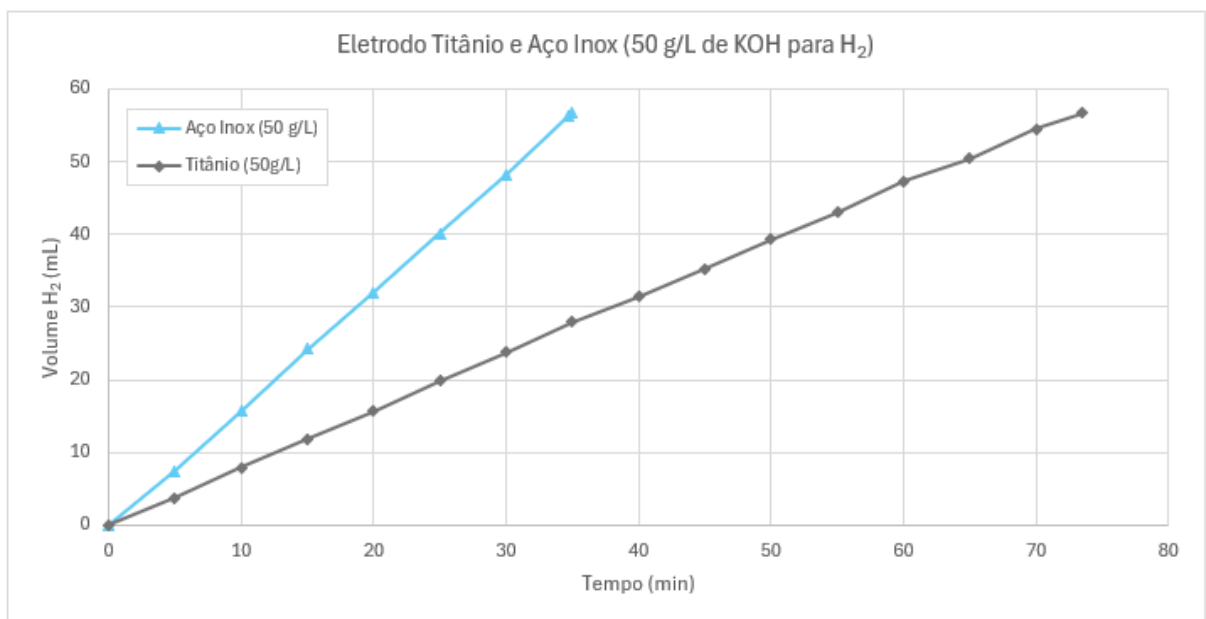


Fonte: Autor (2026)

Esta pequena diferença no eletrodo de aço inox e até mesmo em algum grau a do eletrodo de titânio podem estar associados a variação da temperatura ambiente, cabendo maiores investigações a respeito.

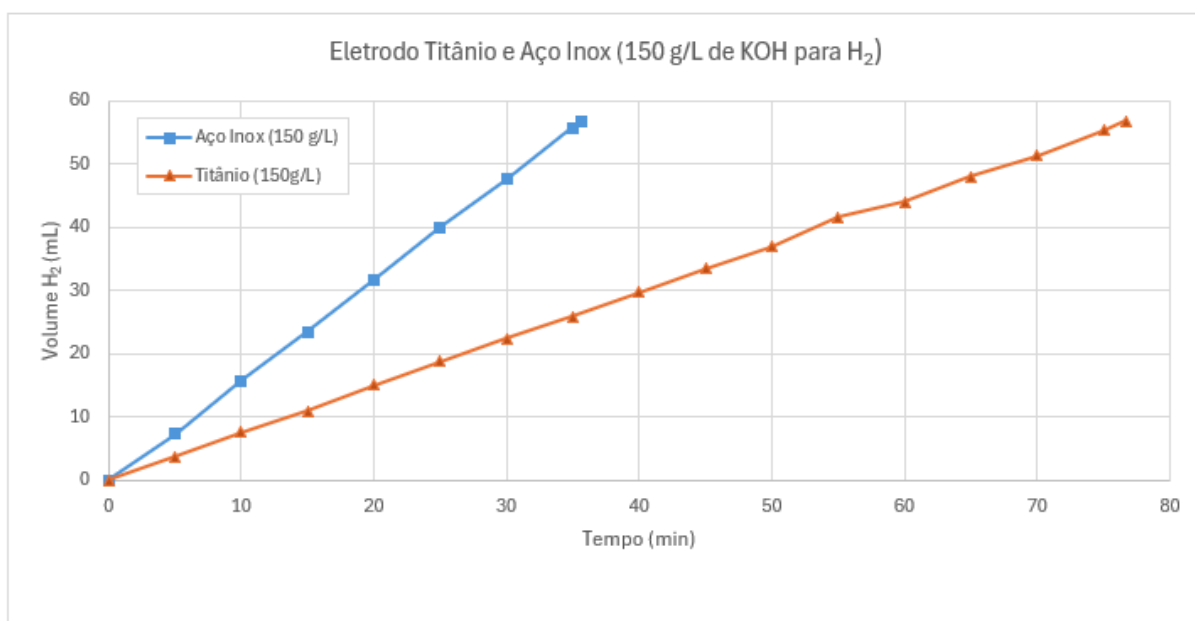
Até agora apenas comparamos os experimentos entre as diferentes concentrações e mesmo material, agora vamos comparar entre a mesma concentração e os eletrodos de diferentes materiais, titânio e aço inox. Assim, através dos Gráficos 11 a 13, podemos observar a evolução de H_2 para cada eletrodo de diferente material, em cada uma das três diferentes concentrações, e, através dos Gráficos 14 a 16, podemos observar a evolução de O_2 para cada eletrodo, também nas três diferentes concentrações.

Gráfico 11: Evolução do volume de H_2 com 50 g/L de KOH para os eletrodos de titânio e aço inox



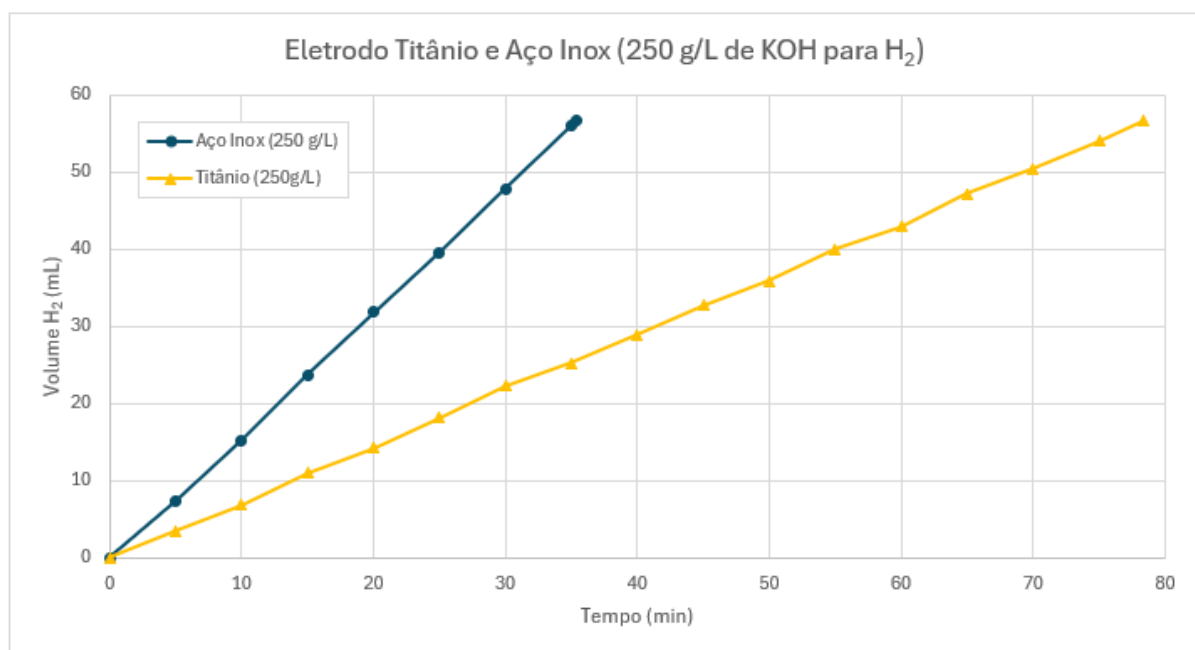
Fonte: Autor (2026)

Gráfico 12: Evolução do volume de H_2 com 150 g/L de KOH para os eletrodos de titânio e aço inox



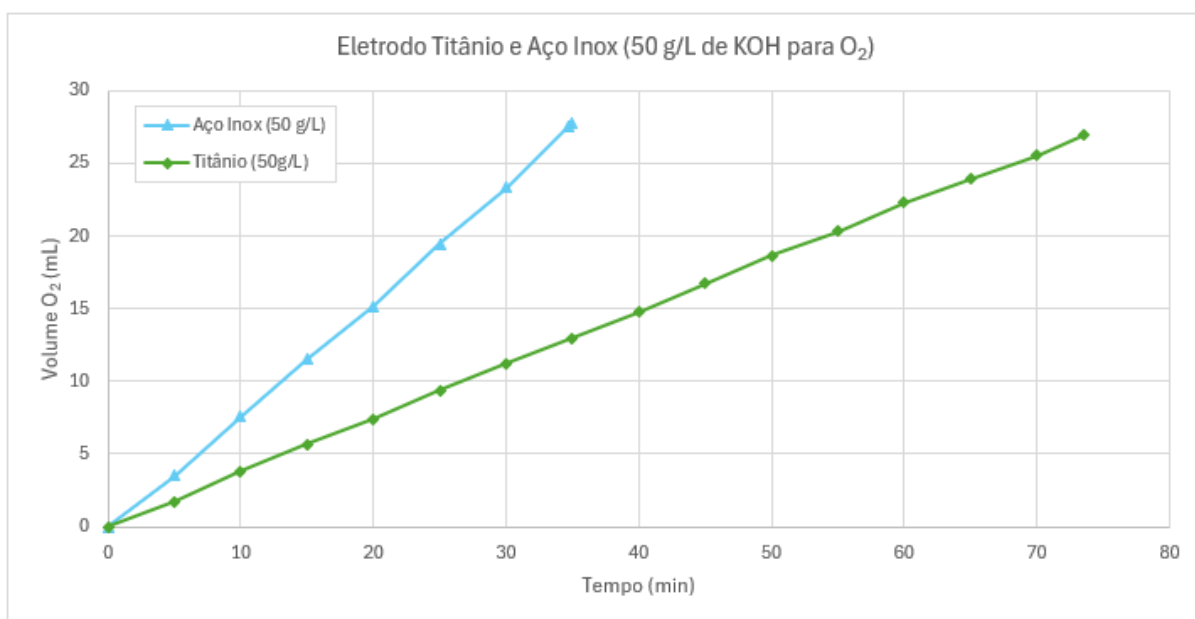
Fonte: Autor (2026)

Gráfico 13: Evolução do volume de H_2 com 250 g/L de KOH para os eletrodos de titânio e aço inox



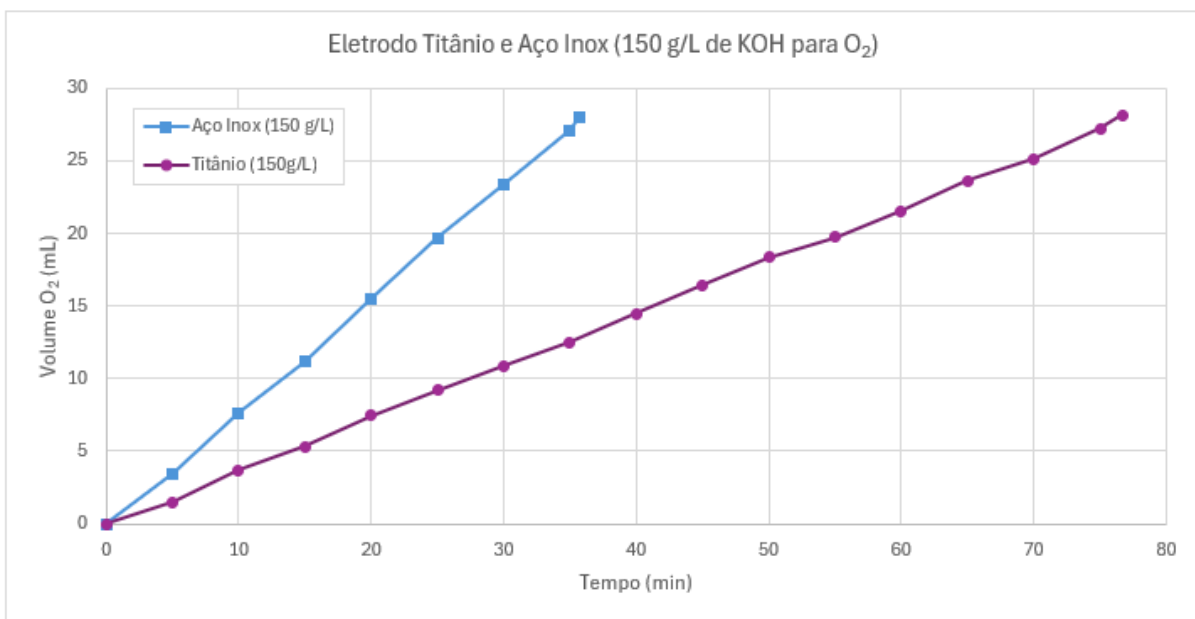
Fonte: Autor (2026)

Gráfico 14 Evolução do volume de O_2 com 50 g/L de KOH para os eletrodos de titânio e aço inox



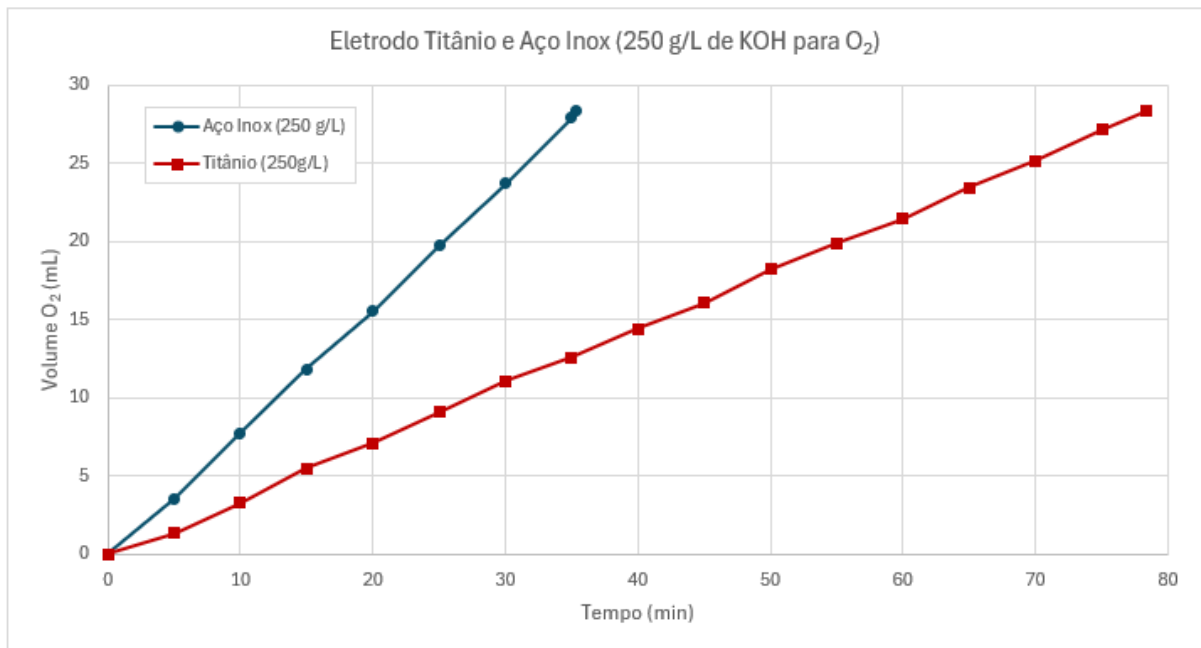
Fonte: Autor (2026)

Gráfico 15: Evolução do volume de O_2 com 150 g/L de KOH para os eletrodos de titânio e aço inox



Fonte: Autor (2026)

Gráfico 16: Evolução do volume de O_2 com 250 g/L de KOH para os eletrodos de titânio e aço inox



Fonte: Autor (2026)

Num primeiro momento, analisando estes gráficos poderíamos erroneamente acreditar que o eletrodo de aço inox é mais eficiente pois produziu o mesmo volume de H_2 e O_2 em menos da metade do tempo do eletrodo de titânio, porém esse comportamento é a produtividade, influenciada pela maior área do eletrodo de aço inox. Para calcularmos a eficiência temos que levar em consideração a energia consumida com os diferentes eletrodos.

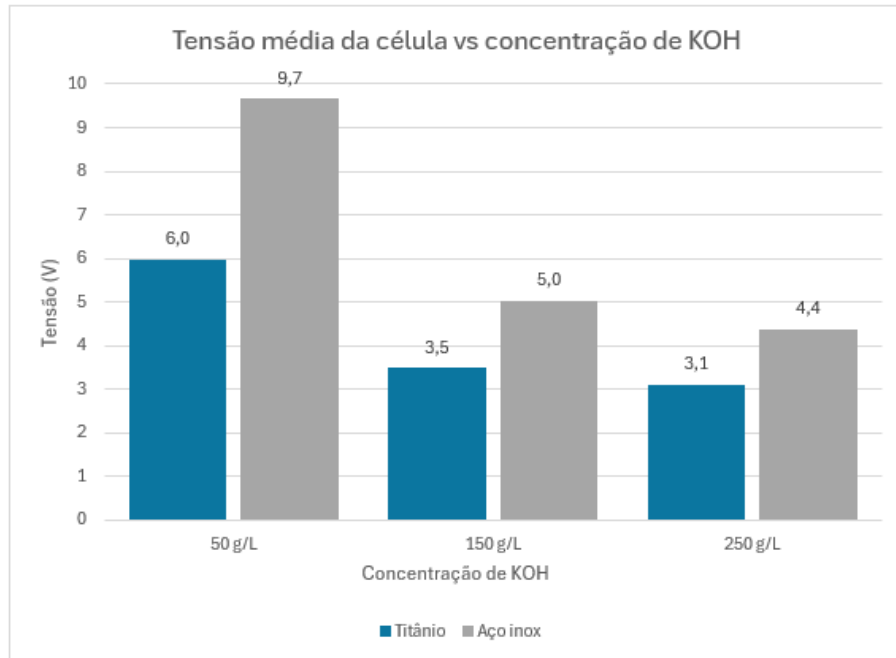
Adotando-se a mesma densidade de corrente a eficiência é observada por cm^2 e não é influenciada pela área total, ou seja, utilizando a mesma densidade de corrente, apesar da área superficial do eletrodo de aço inox ser maior, a eficiência não será influenciada por esta área. A seguir analisaremos o consumo de energia e as eficiências faradaica e térmica que apontará qual eletrodo tem a melhor eficiência em relação ao outro.

4.1.1 Tensão potência e consumo de energia

Agora poderemos observar o que realmente irá determinar qual eletrodo foi o mais eficiente nestes experimentos. No Gráfico 17 temos a tensão média utilizada em cada experimento, com cada diferente eletrodo e em cada concentração de KOH. Observamos que em todas as concentrações, o eletrodo de titânio necessitou de uma tensão substancialmente

menor do que o eletrodo de aço inox, e que quanto maior a concentração de KOH menor a tensão necessária para manter a mesma densidade de corrente nos eletrodos. Isso acontece devido o KOH atuar diretamente na redução da resistência ôhmica do eletrólito, permitindo a operação com tensões significativamente menores.

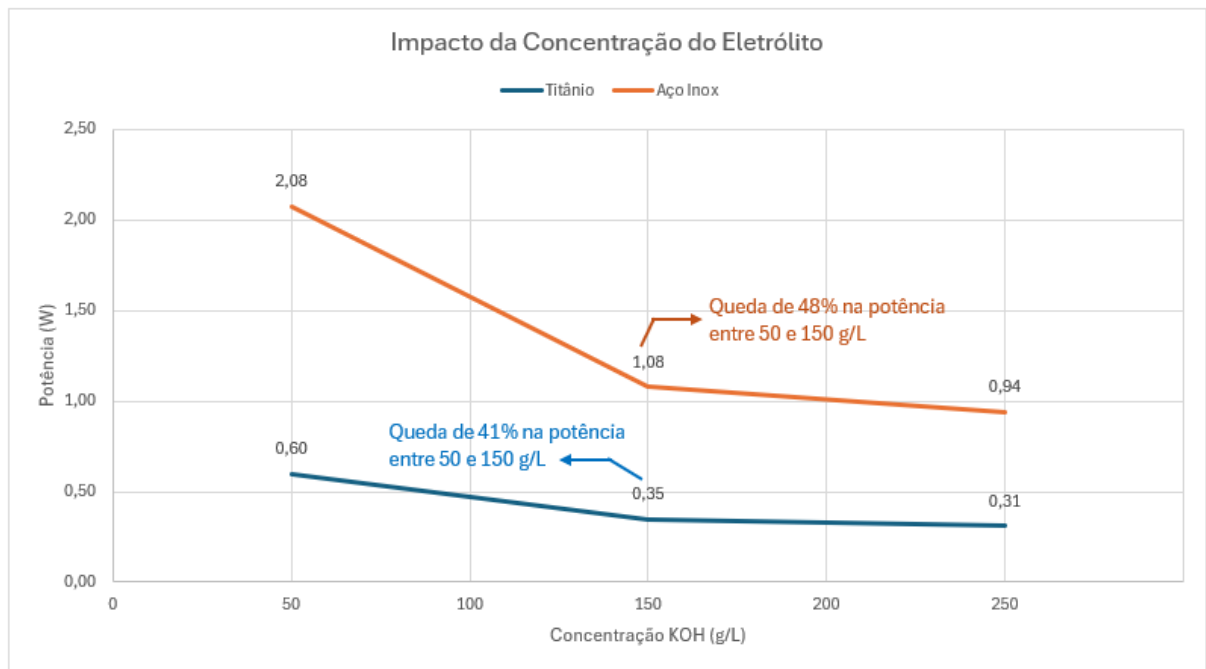
Gráfico 17: Tensão média dos experimentos



Fonte: Autor (2026)

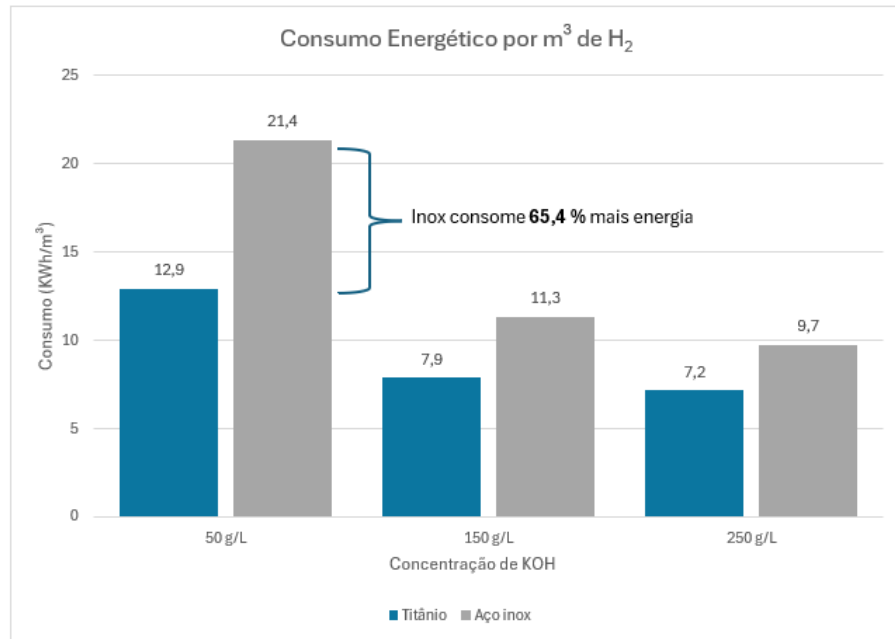
Da mesma forma a potência utilizada é impactada fortemente pela concentração de KOH. Uma maior concentração de KOH diminui a potência consumida, devido a maior ionização da solução e consequentemente diminuição da resistência ôhmica. Essa queda de potência foi maior no eletrodo de aço inox, da mais baixa para concentração intermediária, como podemos observar no Gráfico 18, porém ainda insuficiente para trazê-lo ao mesmo nível do eletrodo de titânio.

Gráfico 18: Impacto da concentração de KOH na potência



Fonte: Autor (2026)

Em relação ao consumo de energia, comparando o eletrodo de aço inox com o eletrodo de titânio temos para a concentração de 50 g/L de KOH um aumento de 65,4 % no consumo, com 150 g/L o aumento foi de 42,4 % e com 250 g/L tivemos um aumento de 36,2 % no consumo de energia. O Gráfico 19 nos traz um cenário muito parecido com o gráfico da tensão utilizada, demonstrando claramente uma vantagem do eletrodo de titânio, principalmente em baixas concentrações do eletrólito. Veremos o reflexo destes números de consumo a seguir nas análises de eficiência.

Gráfico 19: Consumo de energia por m³ de H₂

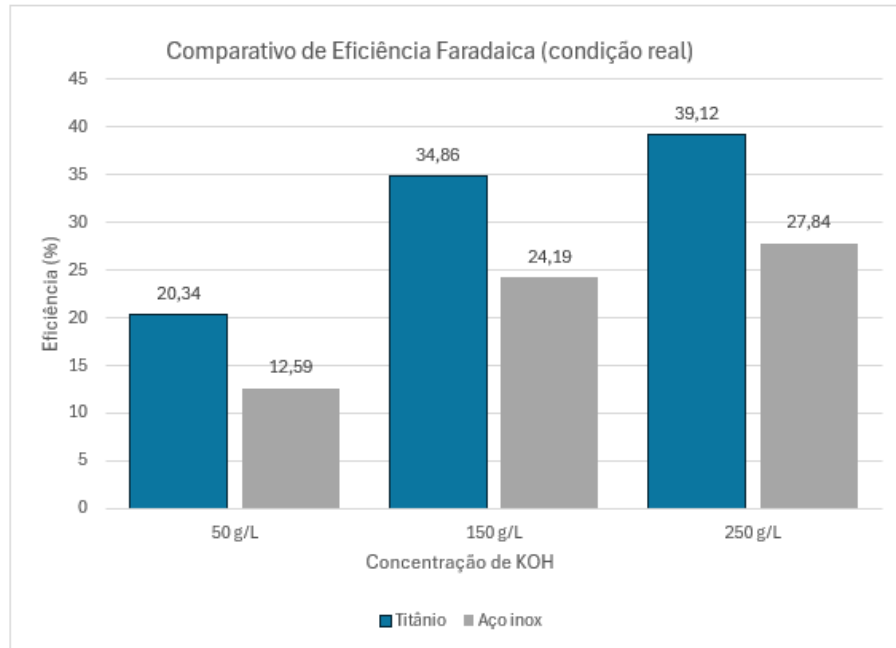
Fonte: Autor (2026)

4.1.2 Análise de eficiências faradaica e térmica

Como abordado anteriormente as análises de eficiência se basearam no estudo de Zeng e Zhang (2010) trazendo duas formas de cálculo, uma forma levando em conta temperatura e pressão atmosférica local e outra levando em conta as condições padrão (25 °C e 1 atm), tanto para a eficiência faradaica como para eficiência térmica.

Para a eficiência faradaica utilizando as condições locais utilizamos a equação 5, apresentada anteriormente. Os resultados, para os dois diferentes eletrodos, nas três concentrações de KOH utilizadas, podem ser observados no Gráfico 20 abaixo.

Gráfico 20: Eficiência faradaica dos experimentos em condição real



Fonte: Autor (2026)

Para a eficiência faradaica utilizando a condição padrão de temperatura e pressão utilizamos a equação 11 já apresentada. Podemos observar os resultados, para os dois diferentes eletrodos, nas diferentes concentrações de KOH, através da Tabela 8 abaixo.

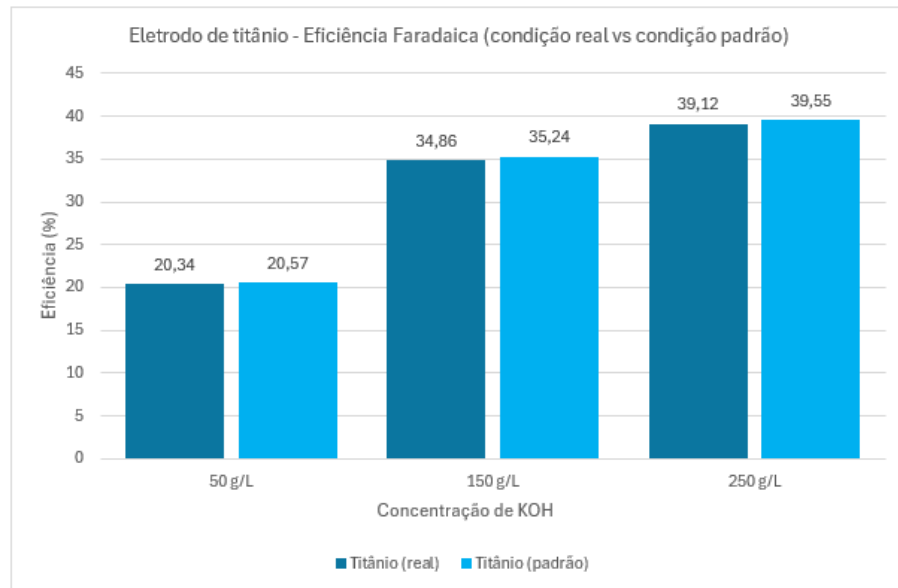
Tabela 8: Resultado dos cálculos de eficiência faradaica para a condição padrão

Eficiência faradaica na condição padrão de temperatura e pressão						
Material	Titânio			Aço inox		
Concentração KOH (g/L)	50	150	250	50	150	250
Eficiência (%)	20,57	35,24	39,55	12,73	24,45	28,15

Fonte: Autor (2026)

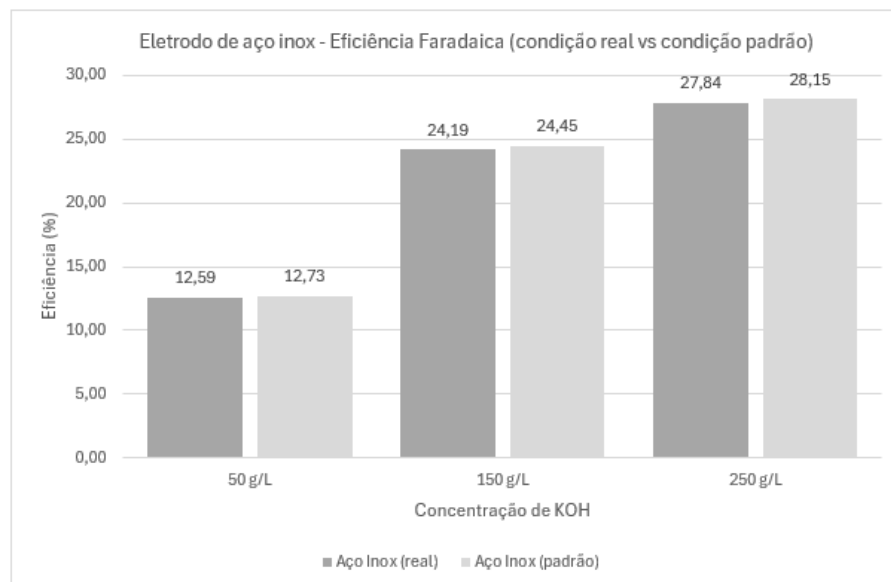
Podemos comparar as eficiências faradaica na condição real e padrão através dos Gráficos 21 e 22, onde temos as eficiências do eletrodo de titânio e aço inox, respectivamente.

Gráfico 21: Eficiência faradaica na condição real e padrão com eletrodo de titânio



Fonte: Autor (2026)

Gráfico 22: Eficiência faradaica na condição real e padrão com eletrodo de aço inox



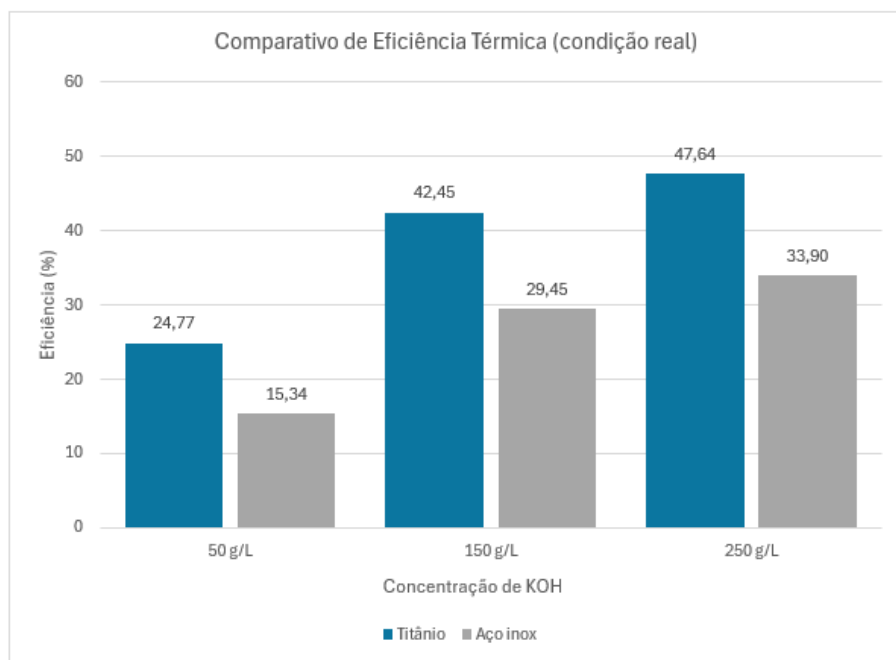
Fonte: Autor (2026)

Observando as eficiências faradaicas na condição real e na condição padrão percebemos que as diferenças foram irrelevantes, em média 1,1 %, isso justifica-se devido às condições reais do laboratório estarem muito próximas à condição padrão. Também é notória a superioridade do eletrodo de titânio em relação ao eletrodo de aço inox, na concentração de 50 g/L de KOH o eletrodo de titânio teve uma eficiência 61,6 % superior a eficiência do eletrodo de aço inox, na concentração de 150 g/L teve uma eficiência 44,1 % superior e na concentração

de 250 g/L teve uma eficiência 40,5 % superior ao eletrodo de aço inox. Essa superioridade se mostra tanto para o cálculo da condição padrão como da condição real, com diferença de apenas dois centésimos percentuais. Isso nos mostra uma eficiência maior em baixas concentrações comparado ao eletrodo de aço inox, como observado na comparação do consumo de energia por metro cúbico de hidrogênio.

Agora em relação a eficiência térmica, utilizando as condições reais do laboratório e a equação 12, apresentada anteriormente, obteve-se como resultados as eficiências apresentadas através no Gráfico 23 abaixo.

Gráfico 23: Eficiência térmica dos experimentos em condição real



Fonte: Autor (2026)

Na maior concentração (250 g/L) temos uma eficiência térmica cerca de 47,6 % para o eletrodo de titânio, isso significa que 47,6 % da energia empregada foi utilizada para “quebrar” a água em H_2 e O_2 e o restante foram perdas ocorridas pelo efeito joule, gerando calor. Na Figura 13 temos uma representação desta energia utilizada e das perdas por calor nos dois materiais de eletrodos.

Figura 13: Energia utilizada para dissociação da água vs perdas em geração de calor



Fonte: Autor (2026)

Para a eficiência térmica utilizando a condição padrão de temperatura e pressão utilizamos a equação 18 anteriormente apresentada. Podemos observar os resultados, para os dois diferentes eletrodos, nas diferentes concentrações de KOH, através da Tabela 9 abaixo.

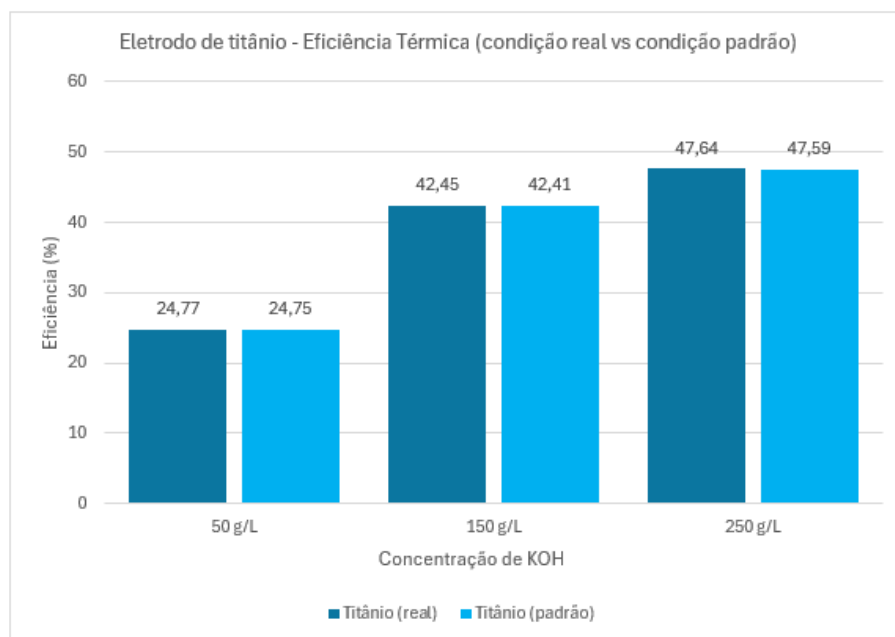
Tabela 9: Resultado dos cálculos de eficiência térmica para a condição padrão

Eficiência térmica na condição padrão de temperatura e pressão						
Material	Titânio			Aço inox		
Concentração KOH (g/L)	50	150	250	50	150	250
Eficiência (%)	24,75	42,41	47,59	15,32	29,42	33,87

Fonte: Autor (2026)

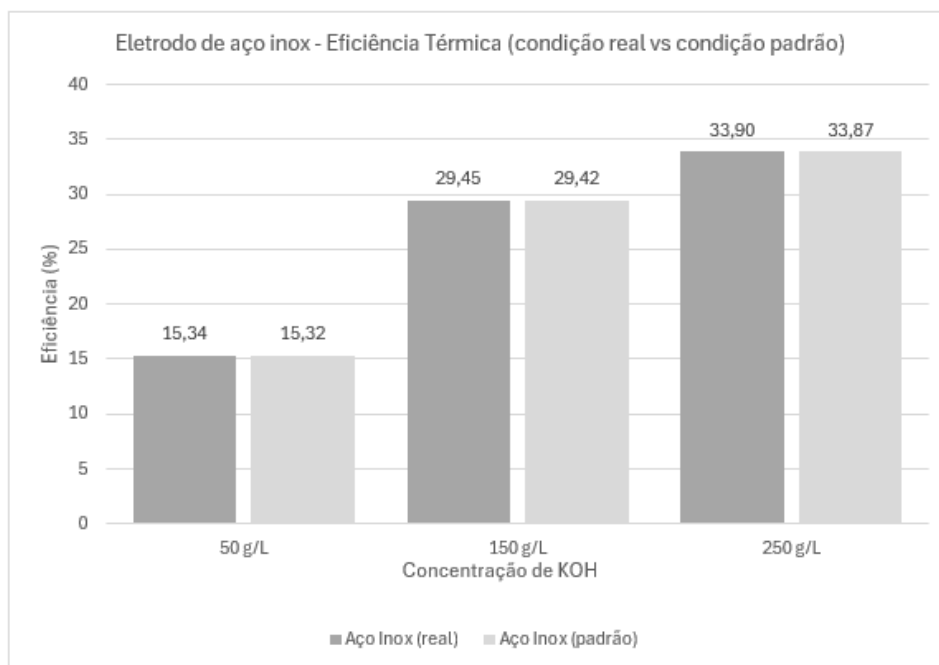
Da mesma forma que vimos na eficiência faradaica, podemos comparar as eficiências térmica na condição real e padrão através dos Gráficos 24 e 25, onde temos as eficiências do eletrodo de titânio e aço inox, respectivamente.

Gráfico 24: Eficiência térmica na condição real e padrão com eletrodo de titânio



Fonte: Autor (2026)

Gráfico 25: Eficiência térmica na condição real e padrão com eletrodo de aço inox



Fonte: Autor (2026)

Observando as eficiências térmicas na condição real e na condição padrão percebemos que as diferenças foram ainda mais irrelevantes do que na eficiência faradaica, tendo uma diferença média de apenas 0,1 %, o que comprova que para as condições reais de temperatura

do laboratório o método simplificado utilizando a condição padrão já nos traz um resultado coerente com a realidade. Da mesma forma que na comparação das eficiências faradaicas e de consumo de energia entre os eletrodos de titânio e aço inox, na comparação das eficiências térmicas a eficiência superior do eletrodo de titânio se comprova. A vantagem do eletrodo de titânio em relação ao de aço inox é praticamente a mesma encontrada na comparação de eficiências faradaicas, na concentração de 50 g/L de KOH o eletrodo de titânio teve uma eficiência 61,6 % superior a eficiência do eletrodo de aço inox, na concentração de 150 g/L teve uma eficiência 44,2 % superior e na concentração de 250 g/L teve uma eficiência 40,5 % superior ao eletrodo de aço inox. Novamente, essa superioridade se mostrou tanto para o cálculo da condição padrão como da condição real, com diferença de centésimos percentuais e mais uma vez demonstrando uma eficiência maior do eletrodo de titânio em baixas concentrações comparado ao eletrodo de aço inox.

5 CONCLUSÃO

Os experimentos realizados no Laboratório de Energia – LABEN demonstraram que a concentração de KOH foi um fator crítico: o aumento de 50 g/L para 250 g/L resultou em uma redução drástica da tensão de operação, otimizando o consumo energético do sistema. Observamos também que o eletrodo de aço inox, apesar de ter eficiência inferior em todas as concentrações, foi o mais favorecido quanto ao aumento da concentração, já que o eletrodo de titânio tem boa eficiência já com baixa concentração de KOH.

O eletrodo de titânio (DSA) é significativamente mais eficiente que o aço inox em todas as condições testadas, atingindo uma eficiência faradaica de 39,1 % e térmica de 47,6% na maior concentração de eletrólito (250 g/L), demonstrando sua superioridade e a razão de ser um dos materiais mais adotados pela indústria na eletrólise. A comparação entre os dois materiais evidenciou essa superioridade do titânio, confirmando as hipóteses 1 e 3 e refutando a hipótese 2, conforme delineado na seção 3.7.

Embora a análise preliminar baseada apenas no tempo necessário para gerar um mesmo volume de H_2 pudesse sugerir uma vantagem para o aço inox (produtividade afetada pela maior área do eletrodo de aço inox), a consideração do consumo energético e o cálculo das eficiências que incorporam tanto o tempo quanto a energia despendida, revelaram o melhor desempenho do eletrodo de titânio. Dessa forma, os resultados corroboram a maior eficiência do titânio para a aplicação estudada.

Ressalta-se que os valores de eficiência obtidos são dependentes das características construtivas do aparelho, não sendo recomendável a comparação direta com eletrolisadores de diferentes configurações.

Devido às condições ambientais do laboratório, com temperatura e pressão próximas aos valores padrão (25 °C e 1 atm), foi possível adotar as abordagens simplificadas para as eficiências faradaica e térmica, utilizando respectivamente os limites termodinâmico (1,23 V) e termoneutro (1,48 V), demonstrando assim que essa simplificação foi válida, uma vez que as condições reais se aproximaram das condições padrão.

6 SUGESTÕES PARA TRABALHOS FUTUROS

O foco deste estudo foi tão somente a comparação entre eletrodos de diferentes materiais em diferentes concentrações de eletrólito, um futuro estudo poderia ir além, descobrindo qual a concentração ótima do eletrólito na solução, ou seja, a concentração que traria a melhor eficiência energética levando-se em conta o custo da energia e o custo do eletrólito. Testar a eficiência de outros materiais de eletrodos e de diferentes eletrólitos também seriam importantes para complementar este estudo.

Aconselha-se também em se atentar quanto aos eletrodos, procurar utilizar eletrodos que tenham, se possível, a mesma área superficial, tendo assim a mesma corrente para a mesma densidade de corrente, o que não interfere nos resultados se a densidade de corrente for a mesma, apenas por uma questão de padronização e mais fácil visualização dos resultados. Também atentar-se quanto a rugosidade, principalmente se os eletrodos sofrerem algum tipo de usinagem, uma superfície muito rugosa pode interferir na área superficial útil, o que pode não se apresentar na área superficial geométrica e afetar os resultados de eficiência destes eletrodos.

REFERÊNCIAS

BHUIYAN, Monjur H.; SIDDIQUE, Zahed. Hydrogen as an alternative fuel: A comprehensive review of challenges and opportunities in production, storage, and transportation. *International Journal of Hydrogen Energy* 102 (2025) 1026–1044. Disponível em: < <https://www.sciencedirect.com/science/article/pii/S0360319925000382> >.

CHATENET, Marian *et al.* Water electrolysis: from textbook knowledge to the latest scientific strategies and industrial developments. *Chemical Society Reviews*, 2022, 51, 4583. Disponível em: < <https://pubs.rsc.org/en/content/articlelanding/2022/cs/d0cs01079k> >.

DAVID, Martín; OCAMPO-MARTINÉS, Carlos; SÁNCHEZ-PEÑA, Ricardo. Advances in alkaline electrolyzers: A review. *Journal of Energy Storage* 23 (2019) 392–403. Disponível em: < <https://www.sciencedirect.com/science/article/abs/pii/S2352152X18306558> >.

EMPRESA DE PESQUISA ENERGÉTICA – EPE. Factsheet-Panorama Atual do Hidrogênio no Brasil. 2025. Disponível em: < <https://www.epe.gov.br/pt/publicacoes-dados-abertos/publicacoes/factsheet-sobre-o-panorama-atual-do-hidrogenio-no-brasil> >.

EMPRESA DE PESQUISA ENERGÉTICA – EPE. Nota Técnica: Produção e Consumo de Hidrogênio em Refinarias no Brasil, 2022. Disponível em: < <https://www.epe.gov.br/sites-pt/publicacoes-dados-abertos/publicacoes/PublicacoesArquivos/publicacao-667/NT-EPE-DPG-SDB-2022-01%20-%20Hidrog%C3%AAnio%20em%20Refinarias.pdf> >.

FATOUH, Md; SHEDID, Mohamed H.; ELSHOKARY, Sherif. Effect of operating and geometric parameters on hydrogen production from an alkali electrolyzer. *International Journal on Power Engineering and Energy (IJPEE)*. ISSN Print (2314 – 7318) and Online (2314 – 730X), Vol. (4) – No. (4) October 2013. Disponível em: < https://www.researchgate.net/publication/263890354_Effect_of_operating_and_geometric_parameters_on_hydrogen_production_from_an_alkali_electrolyzer >.

FRANCO, Alessandro; GIOVANNINI, Caterina. Recent and Future Advances in Water Electrolysis for Green Hydrogen Generation: Critical Analysis and Perspectives. *Sustainability* 2023, 15, 16917. Disponível em: < <https://doi.org/10.3390/su152416917> >.

HERNÁNDEZ-GÓMEZ, Ángel; RAMIREZ, Victor; GUILBERT, Damien. Investigation of PEM electrolyzer modeling: Electrical domain, efficiency, and specific energy consumption. *International Journal of Hydrogen Energy*, Volume 45, Issue 29, 2020, Pages 14625-14639.

Disponível em: <

<https://www.sciencedirect.com/science/article/abs/pii/S0360319920312271#preview-section-cited-by> >.

INSTITUTO DE PESQUISA ECONÔMICA APLICADA – IPEA, 2025. Brasil pode produzir 800 mil toneladas de hidrogênio de baixo carbono por ano até 2030. Disponível em: <

<https://www.ipea.gov.br/portal/categorias/45-todas-as-noticias/noticias/15625-brasil-pode-produzir-800-mil-toneladas-de-hidrogenio-de-baixo-carbono-por-ano-ate-2030#:~:text=Brasil%20pode%20produzir%20800%20mil,por%20ano%20at%C3%A9%202030%20%2D%20Ipea> >.

KUMAR, Shiva S. ; HIMABINDU, Vurimindi. Hydrogen production by PEM water electrolysis – A review. *Materials Science for Energy Technologies* 2 (2019), p.447.

Disponível em: < <https://www.sciencedirect.com/science/article/pii/S2589299119300035> >.

LAMY, Claude; MILLET, Pierre. A critical review on the definitions used to calculate the energy efficiency coefficients of water electrolysis cells working under near ambient temperature conditions. *Journal of Power Sources* 447 (2020) 227350. Disponível em: <

<https://www.sciencedirect.com/science/article/abs/pii/S0378775319313436> >.

LARA, Daniela M.; RICHTER, Marc F. Hidrogênio verde: a fonte de energia do futuro.

Novos Cadernos NAEA, vol. 26, nº 1, 2023, ISSN 1516-6481/2179-7536. Disponível em: <

<https://www.researchgate.net/publication/370388365> >.

LEECH, Matthew C. *et al.* Organic electrosynthesis: from academia to industry. *Reaction Chemistry & Engineering*, 2020, 5, 977. Disponível em: <

<https://pubs.rsc.org/en/content/articlelanding/2020/re/d0re00064g> >.

LEITE, Leonardo A. S. B. Impactos da inserção do hidrogênio de baixo carbono no sistema energético brasileiro: modelagem integrada e otimização das cadeias de combustíveis e fertilizantes. Rio de Janeiro, 2025. Disponível em: < <https://ppe.coppe.ufrj.br/wp-content/uploads/2025/07/Leonardo-Amaral-dos-Santos-B.-Leite-1.pdf> >.

LI, Wei *et al.* Low-temperature water electrolysis: fundamentals, progress, and new strategies. *Material. Advances.*, 2022, 3, 5598. Disponível em: < <https://pubs.rsc.org/en/content/articlelanding/2022/ma/d2ma00185c> >.

LIO, Tao *et al.* Uma revisão da eletrólise pulsada para conversão eficiente de energia e produção química. *Revista de Química Energética*. Volume 59 ,agosto de 2021, páginas 69-82. Disponível em: < https://www.sciencedirect.com/science/article/abs/pii/S2095495620307178?fr=rjs&ref=cra_js_challenge >.

LUO, Simin *et al.* Optimizing Alkaline Water Electrolysis: A Dual-Model Approach for Enhanced Hydrogen Production Efficiency. *Energies* 2024, 17, 5512. Disponível em: < <https://doi.org/10.3390/en17215512> >.

MARINHO, Felipe M. ; SOUZA, Elki C. Determinação da eficiência faradaica da eletrólise aquosa utilizando sais oxigenados na produção dos gases H₂ e O₂. Universidade Federal do Tocantins–UFT, 2023. Disponível em:< <https://static.even3.com/anais/533494.pdf?v=639012293601183936> >.

MINISTÉRIO DE MINAS E ENERGIA. Programa Nacional do Hidrogênio, Plano de Trabalho Trienal (2023-2025). Disponível em: < <https://www.gov.br/mme/pt-br/programa-nacional-do-hidrogenio-1/planodetrabalhotrienalpnh2.pdf> >

MU'MINAH, Qonita; PATAH, Aep. Effectiveness of Ni-Fe alloy as cathode in alkaline water electrolysis process. *AIP Conference Proceedings*, 2194, 020067 (2019). Disponível em: < <https://pubs.aip.org/aip/acp/article/2194/1/020067/819685/Effectiveness-of-Ni-Fe-alloy-as-cathode-in> >.

OLIVEIRA, Vitória N. S. Estudo de Modelagem e Simulação sobre a Produção de Hidrogênio por Eletrólise Alcalina e sua Conversão para Metanol. Fortaleza-CE, 2024. Disponível em: < <https://repositorio.ufc.br/handle/riufc/79047> >.

OPERADOR NACIONAL DO SISTEMA ELÉTRICO – ONS. Curtailment - Informações sobre a Gestão de Excedentes Energéticos. 2026. Disponível em: < https://www.ons.org.br/Paginas/faq_curtailment.aspx >.

PALHARES, Dayana D. F. Produção de hidrogênio por eletrólise alcalina da água e energia solar. Uberlândia, 2016. Disponível em: < <https://repositorio.ufu.br/handle/123456789/21286> >.

PINTO, Ricardo; OLIVEIRA, Miguel; BORGES, Amadeu. An experimentally validated model of electrolyte effects in alkaline water electrolysis. Scientific Reports 15, 41865 (2025). Disponível em: < <https://doi.org/10.1038/s41598-025-25842-3> >.

ROSSATO, Fábio M. Aços Inoxidáveis e líquido iônico de ácido tetra alquilamôniosulfônico para produção de hidrogênio via eletrólise da água. Instituto Latino- Americano de Tecnologia, Infraestrutura e Território. Foz do Iguaçu-PR, 2024. Disponível em: < <https://dspace.unila.edu.br/items/117d058d-5c81-45b8-a8eb-ac5648ec619a> >.

SANTOS, Diogo M. F.; SEQUEIRA, César A. C.; FIGUEIREDO, José L. Hydrogen production by alkaline water electrolysis. Quim. Nova, Vol. 36, No. 8, 1176-1193, 2013. Disponível em: < https://www.researchgate.net/publication/262617097_Hydrogen_production_by_alkaline_water_electrolysis >.

SANTOS, José E. L. Estudo da eficiência de produção catódica de H₂ a partir da oxidação eletroquímica avançada dos poluentes vermelho de metila e 2,4- diclorofenoxiacetato de sódio. Natal/RN, fevereiro de 2021. Disponível em: < <https://repositorio.ufrn.br/items/0ed6163d-6ef9-4fbc-aae8-29f9fd13d1f6> >.

SMOLINKA, Tom *et al.* The history of water electrolysis from its beginnings to the present. Chapter 4, Electrochemical Power Sources: Fundamentals, Systems, and Applications, Hydrogen Production by Water Electrolysis, 2022. Disponível em: <

<https://www.sciencedirect.com/book/edited-volume/9780128194249/electrochemical-power-sources-fundamentals-systems-and-applications> >.

SMOLINKA, Tom; OJONG, Emile T.; LICKERT, Thomas. Chapter 2, Fundamentals of PEM water electrolysis. PEM Electrolysis for Hydrogen Production, Principles and Applications. 2015. Disponível em: < https://api.pageplace.de/preview/DT0400.9781482252323_A25898822/preview-9781482252323_A25898822.pdf >.

SOUZA, José E. G. Texto -EP-90-Eletrólise Descomplicada: Decifrando as Leis de Faraday. Papo de Química, 2025. Disponível em: < <https://www.papodequimica.com/blog/texto-ep-90-eletrolise-descomplicada-decifrando-as-leis-de-faraday/> > Acesso em: 29/01/2026.

ŠTUBŇA, Igor; CSÁKI, Štefan e ONDRUŠKA, Ján. Hofmann's Electrolyser in Laboratory Works. AIP Conference Proceedings 2152, 030032 (2019). Disponível em: < <https://pubs.aip.org/aip/acp/article-abstract/2152/1/030032/750605/Hofmann-s-electrolyser-in-laboratory-works?redirectedFrom=PDF> >

ŠTUBŇA, Igor; CSÁKI, Štefan; ONDRUŠKA, Ján. Hofmann's electrolyser in laboratory works. AIP Conference Proceedings 2152, 030032 (2019). Disponível em: < <https://doi.org/10.1063/1.5124776> >.

ZENG, Kai; ZHANG, Dongke. Recent progress in alkaline water electrolysis for hydrogen production and applications. Progress in Energy and Combustion Science 36 (2010) 307–326. Disponível em: < <https://www.sciencedirect.com/science/article/abs/pii/S0360128509000598> >.

ZHANG, Xiaohan *et al.* Developing Practical Catalysts for High-Current-Density Water Electrolysis. Advanced Energy Materials, 2024, Vo. 14, nº 45. Disponível em: < <https://advanced.onlinelibrary.wiley.com/doi/abs/10.1002/aenm.202402633> >.