

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

JACINTO MANUEL LIMA POMBAL

**PRODUÇÃO DE HIDROGÊNIO AMARELO E HIPOCLORITO DE SÓDIO A
PARTIR DE SALMOURA EM UMA CÉLULA ELETROLÍTICA INDIVIDIDA**

Rio Largo - AL

2026

JACINTO MANUEL LIMA POMBAL

**PRODUÇÃO DE HIDROGÊNIO AMARELO E HIPOCLORITO DE SÓDIO A
PARTIR DE SALMOURA EM UMA CÉLULA ELETROLÍTICA INDIVIDIDA**

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

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

P586p Pombal, Jacinto Manuel Lima

Produção de hidrogênio amarelo e hipoclorito de sódio a partir de salmoura em uma célula eletrolítica individualizada / Jacinto Manuel Lima Pombal. – Rio Largo - Al, 2026.

53 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

1 eletrólise; eficiência; densidade de corrente; potência elétrica..

CDU: 631.95



Folha de Aprovação

JACINTO MANUEL LIMA POMBAL

**PRODUÇÃO DE HIDROGÊNIO AMARELO E HIPOCLORITO DE SÓDIO A PARTIR DE SALMOURA DE
SAL MARINHO EM UMA CÉLULA ELETROLÍTICA INDIVIDIDA**

Rio Largo, 12 de junho de 2026

Júlio Inácio Holanda T. Neto
Orientador - Prof. Dr. Júlio Inácio Holanda Tavares Neto, UFAL – CECA

Tânia Maria Gomes Voronkoff Carnaúba
1º Avaliador - Profa. Dra. Tânia Maria Gomes Voronkoff Carnaúba, UFAL – CECA

Ricardo Araújo Ferreira Junior
2º Avaliador - Prof. Dr. Ricardo Araújo Ferreira Junior, UFAL – CECA

Dedico esse trabalho aos Meus pais, Maria Rubinete e Jacinto Gaspar, e aos meus avós, Ivonete Paulo e Rubens de Moura pelos incentivos aos estudos e suporte na vida.

AGRADECIMENTOS

Ao Prof. Dr. Julio Inacio Holanda Tavares Neto pela paciência em auxiliar e incetivar os estudos desde o princípio da minha vida acadêmica.

A Prof. Dra. Amanda Santana Peiter e ao Prof. Dr. Leonardo Faustino Lacerda de Souza pelas orientações e conhecimentos repassados.

Ao Prof. Dr. Igor Cavalcante Torres e ao Prof. Dr. Ricardo pelos reconhecimentos repassados nesse período de graduação.

Aos demais professores que contribuíram com a minha formação de uma certa forma.

Aos meus amigos Ivandro Bueno, Rodrigo Veiga, Ana Beatriz, Luana Maria, Gabriela de Souza, Joaquim Neto e Yasmim Paes que contribuíram de alguma maneira com os meus estudos.

A todos os colaboradores que fazem o Campus de Engenharias e Ciências Agrárias – UFAL.

“Nunca seja limitado pela imaginação limitada
de outras pessoas.”

Dr. Mae Jemison

RESUMO

A busca por novas fontes de energia limpa e renovável é primordial diante da necessidade global de mitigar a poluição atmosférica e a emissão de gases de efeito estufa. Nesse cenário, o hidrogênio destaca-se como um promissor vetor energético para a substituição dos combustíveis fósseis, visto que sua utilização gera baixo ou nenhum impacto em emissões de dióxido de carbono (CO_2). As rotas de produção de hidrogênio são classificadas por cores segundo a fonte energética utilizada; o presente estudo foca no hidrogênio amarelo, obtido via eletrólise alimentada pela rede elétrica local. A metodologia consistiu no emprego de uma célula eletrolítica não dividida (individualizada) alimentada por salmoura de sal marinho, gerando simultaneamente hidrogênio (H_2) e hipoclorito de sódio (NaClO) — um composto amplamente aplicado no tratamento de água e em desinfecções. A quantificação dos produtos gerados segue uma metodologia que tem como princípio o método volumétrico e visa analisar o comportamento de três experimentos com alteração na densidade de corrente de: $200 \text{ mA}\cdot\text{cm}^{-2}$, $300 \text{ mA}\cdot\text{cm}^{-2}$ e $400 \text{ mA}\cdot\text{cm}^{-2}$. Os resultados obtidos demonstraram que a densidade de corrente de $300 \text{ mA}\cdot\text{cm}^{-2}$ apresentou consumo energético específico inferior às demais. Adicionalmente, a produção máxima de hidrogênio (H_2) amarelo obtida foi de 37,7 L com uma concentração máxima de 14,64 g/L de hipoclorito de sódio (NaClO).

Palavras-chave: eletrólise; eficiência; densidade de corrente; potência elétrica.

ABSTRACT

The search for new sources of clean and renewable energy is essential given the global need to mitigate air pollution and greenhouse gas emissions. In this context, hydrogen stands out as a promising energy carrier for replacing fossil fuels, since its use results in low or no carbon dioxide (CO₂) emissions. Hydrogen production routes are classified by color according to the energy source used; this study focuses on yellow hydrogen, obtained via electrolysis powered by the local electrical grid. The methodology involved the use of an undivided (single-cell) electrolytic cell fed by sea salt brine, simultaneously generating hydrogen (H₂) and sodium hypochlorite (NaClO) — a compound widely used in water treatment and disinfection. The quantification of the generated products follows a methodology based on the volumetric method and aims to analyze the behavior of three experiments with varying current densities of 200 mA·cm⁻², 300 mA·cm⁻², and 400 mA·cm⁻². The results demonstrated that the current density of 300 mA·cm⁻² exhibited lower specific energy consumption than the others. Additionally, the maximum production of yellow hydrogen (H₂) was 37.7 L, with a maximum concentration of 14.64 g/L of sodium hypochlorite (NaClO).

Keywords: electrolysis; efficiency; current density; electric power.

LISTA DE FIGURAS

Figura 1 – Pilhas Voltaicas com 8, 16 e 32 elementos.....	20
Figura 2 – Diagrama com as reações eletroquímicas que ocorrem na célula eletrolítica individual.....	23
Figura 3 – Energia específica de diferentes combustíveis.....	27
Figura 4 – Cores do hidrogênio	29
Figura 5 – Célula eletrolítica utilizada na pesquisa e seus componentes	31
Figura 6 - Eletrodos de titânio DSA utilizados nos experimentos.....	32
Figura 7 – Pesagem da amostra de NaClO	38
Figura 8 – Pausa da titulação	39
Figura 9 – Amostra com adição da solução de amido	40
Figura 10 – Temperaturas máximas obtidas nos experimentos realizados.....	47

LISTA DE GRÁFICOS

Gráfico 1 – Concentração de NaClO no tempo para os experimentos realizados.....	44
Gráfico 2 – Produção de NaClO no tempo para os experimentos realizados.....	44
Gráfico 3 – Produção de H ₂ no tempo para os experimentos realizados.....	45
Gráfico 4 – Eficiência faradaica dos experimentos	48

LISTA DE TABELAS

Tabela 1 – Variação de fatores para os experimentos	36
Tabela 2 – Potência e energia consumida nos experimentos	41
Tabela 3 – Resumo dos dados coletados no experimento 1 de acordo com o tempo de coleta das amostras	42
Tabela 4 – Resumo dos dados coletados no experimento 2 de acordo com o tempo de coleta das amostras	43
Tabela 5 – Resumo dos dados coletados no experimento 3 de acordo com o tempo de coleta das amostras	43

LISTA DE ABREVIATURAS E SIGLAS

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
C3S	Copernicus Climate Change Service
GEE	Gases de Efeito Estufa
EPE	Empresa de Pesquisa Energética
IPCC	Painel Intergovernamental sobre Mudanças Climáticas
LABEN	Laboratório de Energia
UFAL	Universidade Federal de Alagoas
DSA	Ânodo Dimensionalmente Estável, do inglês <i>Dimensionally Stable Anode</i>

LISTA DE SÍMBOLOS

ΔG	Variação de Energia Livre de Gibbs
n	Número de elétrons transferidos / número de mols
F	Constante de Faraday
Q	Carga elétrica / quociente de reação
E	Equivalente grama da substância eletrolisada
m	Massa
P	Pressão
I	Corrente elétrica
V	Tensão
t	Tempo
H_2	Hidrogênio
O_2	Oxigênio
$NaOH$	Hidróxido de sódio
J	Densidade de corrente
A	Área ou amperes
V	Volume
R	Constante dos gases ideais
T	Temperatura
$^{\circ}C$	Graus Celsius
K	Kelvin
$\eta_{faraday}$	Eficiência faradaica
$E_{célula}$	Potencial de célula
$E_{direito}^0$	Potencial padrão de redução do eletrodo do lado direito
$E_{esquerdo}^0$	Potencial padrão de redução do eletrodo do lado esquerdo
ΔG°	Variação da Energia Livre de Gibbs na condição padrão

SUMÁRIO

1 INTRODUÇÃO	17
1.1 Objetivos.....	18
1.1.1 Objetivos gerais	18
1.1.2 Objetivos específicos	18
2 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA	19
2.1 Um breve histórico da eletrólise	19
2.2 Princípio da Eletrólise	20
2.2.1 Células eletrolíticas para produção de hipoclorito de sódio	21
2.2.2 A eletrólise da salmoura de cloreto de sódio em célula dividida.....	22
2.2.3 Relações termodinâmicas para célula dividida.....	24
2.2.4 Leis de Farady	25
2.3 Importância do hidrogênio	27
2.3.1 Aplicações comerciais e industriais do hidrogênio.....	28
2.3.2 Classificação das cores do hidrogênio.....	28
2.4 Importância do hipoclorito de sódio	29
2.4.1 Aplicações comerciais e industriais do hipoclorito de sódio.....	29
3 METODOLOGIA.....	31
3.1 Descrição do sistema.....	31
3.2 Modo de operação do sistema.....	33
3.3 Planejamento do experimento	33
3.3.1 Variáveis monitoradas durante o experimento.....	33
3.3.2 Equações para avaliação dos experimentos.....	34
3.3.2.1 Lei de Faraday	34
3.3.2.2 Potência aplicada na célula.....	34
3.3.2.3 Consumo específico de energia na eletrólise.....	34
3.3.2.4 Densidade de corrente “i”	35
3.3.2.5 Eficiência Faradaica η_{faraday}	35
3.3.2.6 Volume de Hidrogênio.....	35
3.3.3 Formulação das hipóteses.....	36

3.3.4 Definição dos parâmetros e variáveis	36
3.3.5 Métodos analíticos utilizados	36
3.3.5.1 Materiais utilizados	37
3.3.5.2 Reagentes utilizados	37
3.3.5.3 Preparo das soluções.....	37
3.3.5.3.1 Tiosulfato de sódio 0,01 mol.L ⁻¹	37
3.3.5.3.2 Solução de iodeto de potássio 5 %	38
3.3.5.3.3 Solução de amido 0,5 %	38
3.3.5.4 Volumetria analítica	38
4 RESULTADOS E DISCUSSÃO	41
4.1 Potência aplicada e consumo específico.....	41
4.2 Produção de hidrogênio e hipoclorito de sódio	42
4.3 Eficiência faradaica	47
5 CONCLUSÃO.....	49
6 SUGESTÕES PARA TRABALHOS FUTUROS.....	50
REFERÊNCIAS	51

1 INTRODUÇÃO

No atual contexto mundial, a busca por energia limpa e renovável é essencial, uma vez que o nosso planeta sofre consequências severas com a poluição que afetam o corpo social. De acordo com o Painel Intergovernamental sobre Mudanças Climáticas (IPCC), as atividades humanas, principalmente causadas por meio das emissões de gases do efeito estufa, provocam de modo evidente o aquecimento global, a temperatura média global atingiu 1,43 °C em maio de 2026 conforme o Copernicus Climate Change Service (C3S). As mudanças amplas e rápidas ocorreram na atmosfera, no oceano, na criosfera e na biosfera.

Desse modo, o hidrogênio surge como um importante vetor energético para esse cenário como opção de substituição de combustíveis fósseis com o intuito de mitigar a emissão de carbono (CAZANOVA, 2023 apud AGOSTINHO; RIBAS, 2023). Como também, é imperativo pontuar o uso de hidrogênio para outras atividades, ele pode ser empregado para diversos usos: mobilidade, residencial, energia e indústria (CAMPOS; LEÃO; AMORIM, 2021). O hidrogênio é formado por dois átomos de hidrogênio, ligados através de uma ligação covalente e é encontrado na Terra em sua forma (H_2), mas em pequena quantidade (DE LARA; RICHTER, 2023).

A produção de hidrogênio ocorre de várias formas de acordo com Puga; Asencios, 2023), por exemplo, por processos fotônicos, elétricos, químicos e bioenergéticos que empregam o calor como base ou a junção desses processos por intermédio de fontes renováveis e não renováveis. O gás hidrogênio é sempre incolor. No entanto, de acordo com sua produção ele é classificado em diferentes cores, como o hidrogênio amarelo que é produzido através da eletrólise a partir da rede elétrica convencional.

A célula eletrolítica individualizada utilizada nesta pesquisa produz hidrogênio e hipoclorito de sódio através da eletrólise da salmoura de sal marinho numa concentração de 30 g/L, ou seja, a célula eletrolítica converte energia elétrica em energia química. A reação química não ocorre espontaneamente e sim quando aplicada em corrente elétrica externa (RUSSI, 2021). No caso específico do Brasil, a geração de hidrogênio amarelo ocorre pelo uso de energia elétrica representada pela energia hidráulica, energia solar e energia eólica, ou seja, fontes renováveis que reduzem de maneira significativa a geração de CO_2 . Do ponto de vista industrial este processo é vantajoso por permitir a coprodução de dois produtos de alto valor agregado (SANTOS et al., 2025)

Outrossim, é importante destacar os diversos usos do hipoclorito de sódio que também é gerado como produto na pesquisa, ele pode ser utilizado na desinfecção de água, de alimentos,

de caixa de água e utensílios. Além do que pode ser usado em alguns procedimentos médicos, a sua diluição em água serve para limpar ferimentos e lesões como forma de evitar infecções (ANHEMBI, 2014 apud TEIXEIRA, 2016).

Além disso, o hidrogênio gerado é uma energia que pode ser despachável, já que ele pode ser armazenado e utilizado posteriormente com o auxílio de uma turbina a gás ou uma célula combustível. Como também, esse hidrogênio gerado pode ser utilizado para suprir as horas, nas quais as fontes de energia solar e eólica, não estão cumprindo com a demanda de energia, ou seja, nos períodos em que há poucos ventos e em períodos em que não há radiação solar em determinado ponto.

1.1 Objetivos

1.1.1 Objetivos gerais

Propor uma rota tecnológica para posterior análise de viabilidade técnica e econômica para produção simultânea de hidrogênio amarelo e hipoclorito de sódio por meio da eletrólise de salmoura de sal marinho numa célula eletrolítica individual.

1.1.2 Objetivos específicos

- a) Estimar a eficiência e funcionalidade do sistema de geração de hidrogênio e hipoclorito de sódio numa célula individual;
- b) Determinar a máxima concentração de hipoclorito de sódio;
- c) Estimar a máxima produção de hidrogênio;
- d) Estimar o consumo de energia;
- e) Encontrar o melhor desempenho da célula eletrolítica individual utilizada para produção de hidrogênio e hipoclorito de sódio em função da densidade de corrente aplicada.

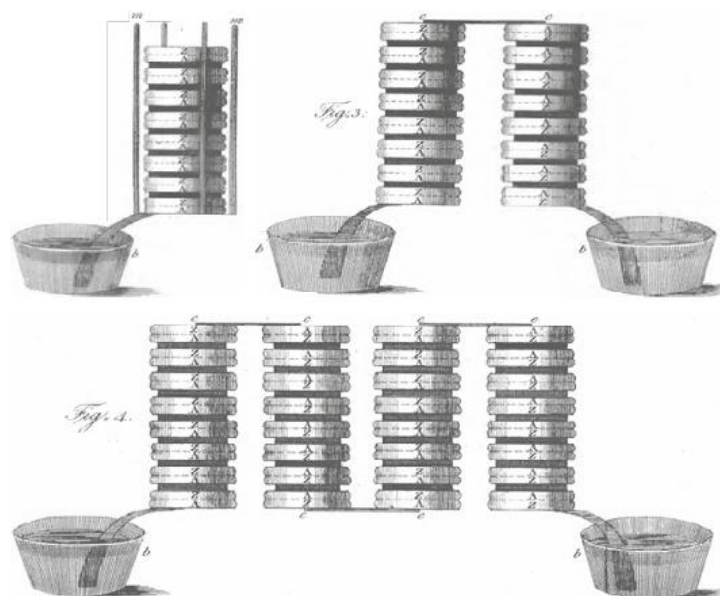
2 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

2.1 Um breve histórico da eletrólise

No final do século XVIII, as pesquisas sobre a eletricidade tornavam-se comum, visto que a eletricidade gerada nessa época ocorria através de máquinas eletrostáticas ou geradores eletrostáticos que desempenhavam a função de converter a energia mecânica em energia elétrica por um processo de fricção e indução. Bem como, a energia gerada por essas máquinas não supria a necessidade do corpo social quanto ao tempo de uso, pois utilizava-se capacitores que precisavam ser recarregados recorrentemente em pouco tempo. (KENNDLER; MINÁRIK, 2021)

Ainda no mesmo século, em 1870, conforme Kenndler e Minárik (2021), investigava-se novas formas de produção de eletricidade com mais eficiência. Dessa maneira, Luigi Galvani, professor de anatomia em Bolonha que investigava formas de transmissão de eletricidade a partir de animais, por observações, em uma de suas aulas, um aluno tocou com a ponta do bisturi no nervo lombar de um sapo, já sem vida, que estava próximo a uma máquina eletrostática e apresentou contrações, consequentemente, Luigi Galvani acreditou que o cérebro do animal produzia eletricidade, teoria que seria quebrada por Alessandro Volta. Em 1799, Alessandro Volta, cientista que tinha grande experiência em eletricidade na época, não ficou convencido com a ideia de Luigi Galvani.

Ademais, Volta fez testes com materiais metálicos e identificou pequena produção de eletricidade. Dessa maneira, ele acreditava que a eletricidade dependia do fluido que estava no interior do animal, o sapo, como condutor. Assim, Volta criou uma máquina que fornecia energia constante conhecida como pilha voltaica, Figura 1, constituída de discos de prata (Ag) e zinco (Zn) empilhados, separados por material poroso – papelão ou couro – embebidos em solução salina. Essa nova máquina despertou o interesse de dois cientistas, William Nicholson e Anthony Carlisle, que, em 1800, a montaram com base na descrição de Volta para realizar experimentos.



Fonte: Kenndler e Minárik (2021).

Nesses experimentos, eles perceberam que quando o fio entrava em contato com a água, liberava bolha de gases, por isso fizeram uma pesquisa mergulhando fios a uma certa distância em um recipiente de vidro no rio para entender como a eletricidade conseguia se transportar de um polo para o outro. Diante disso, eles descobriram a decomposição eletroquímica da água em hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2), posteriormente denominada eletrólise por Michael Faraday (KENNDLER; MINÁRIK, 2021).

2.2 Princípio da Eletrólise

A eletrólise, em sua etimologia, significa decomposição pela eletricidade. Desse modo, a eletrólise é um processo que utiliza a energia elétrica com intuito de impulsionar uma reação química não espontânea por meio de uma fonte de corrente elétrica contínua. Essa fonte precisa estar conectada aos eletrodos de uma célula eletrolítica para forçar que os elétrons participem das reações nos eletrodos, os quais são o ânodo, local onde ocorre a reação de oxidação, e o cátodo, local onde ocorre a reação de redução (MOREIRA et al., 2025).

A corrente elétrica que flui na célula eletroquímica provoca reações de oxidação e redução das substâncias envolvidas. O sistema eletroquímico possui no mínimo dois condutores eletrônicos (denominados eletrodos) e um condutor imerso eletrolítico (denominado eletrólito). Os eletrodos e os eletrólitos podem participar ou não das reações químicas, mas sempre são componentes básicos desse sistema. (TICIANELLI; GONZALEZ, 2005 apud MOREIRA et al, 2025).

2.2.1 Células eletrolíticas para produção de hipoclorito de sódio

As células eletrolíticas, conforme (SMOLINKA; GARCHE, 2021), empregadas na produção de hidrogênio (H_2) e hipoclorito de sódio ($NaClO$), no mercado atual, divide-se em quatro tecnologias, as quais são célula de mercúrio, célula de diafragma, célula de membrana e célula não dividida. No entanto, é importante esclarecer que para formação do hipoclorito de sódio, exceto na célula não dividida ou individida, é necessário que haja uma reação entre o gás cloro (Cl_2) formado no ânodo e o hidróxido de sódio ($NaOH$) formado no cátodo, haja vista que essas tecnologias são projetadas para separar o gás cloro e hidróxido de sódio. As principais características delas são as seguintes:

1. Célula de Mercúrio: Essa célula possui duas unidades, um decompositor e um eletrólizador. Na eletrólise, o cloro gerado no ânodo e o sódio reagem com o mercúrio no cátodo para formar uma solução de sódio, a qual segue para o decompositor para produzir soda cáustica de alta pureza e hidrogênio.
2. Célula de Diafragma: Nessa célula, existe um separador físico poroso, historicamente amianto, para dividir o compartimento dos eletrodos, a saber, ânodo e cátodo. Desse modo, a eletrólise ocorre quando a salmoura é inserida no compartimento do ânodo e gera-se o gás cloro, enquanto no compartimento do cátodo a soda cáustica e o hidrogênio são gerados no cátodo.
3. Célula de Membrana: O mecanismo dessa célula é uma evolução da célula de diafragma que utiliza uma membrana de troca iônica seletiva, na qual só é permitida a passagem dos íons de sódio (Na^+) e bloqueia a passagem dos íons de hidróxido e cloreto.
4. Célula Individida: O funcionamento dessa célula é completamente diferente das anteriores, já que não existe separação dos eletrodos, a formação do hipoclorito ocorre no próprio sistema sem a necessidade de adaptações para forçar essas reações de formação desse produto.

2.2.2 A eletrólise da salmoura de cloreto de sódio em célula dividida

A célula eletrolítica dividida apresenta baixo custo e simples construção que pode ser replicada por vários indivíduos, além de que possibilita a produção de hipoclorito de sódio “in situ”, o que elimina os gastos com transportes e armazenamento de produtos químicos concentrados. No mesmo sentido, a não utilização de membrana reduz problemas relacionados a incrustações, troca dos componentes em um determinado período de tempo e degradação de materiais.

A eficiência da célula eletrolítica dividida está relacionada de maneira direta com os parâmetros de pH, temperatura, densidade de corrente, distância entre os eletrodos e a concentração do cloreto de sódio. (AFIFY, 2023). A proximidade entre os produtos gerados favorece a ocorrência de reações secundárias, incluindo a decomposição do hipoclorito formado e a geração de espécies oxidadas. Ainda nesse contexto, é necessário um sistema de ventilação e manejo dos gases gerados no sistema, visto que o hidrogênio e o cloro podem apresentar riscos de inflamabilidade e explosividade.

A eletrólise da salmoura de cloreto de sódio produz dois produtos essenciais, os quais são o hidrogênio (H_2) e o hipoclorito de sódio ($NaClO$). Essa produção por eletrólise da salmoura apresenta grande vantagem, já que a solução de hipoclorito de sódio pode ser produzida no local, principalmente até serem usadas em regiões que não tem um saneamento básico ou um tratamento de água correto para possíveis desinfecções. Esse procedimento envolve o uso de corrente contínua CC produzida por uma fonte ligada aos eletrodos, no geral com tensão entre 2 V – 4 V, com o objetivo de produzir cloro ou hipoclorito de sódio em uma célula eletrolítica não dividida a partir da salmoura de cloreto de sódio ou água do mar. (AFIFY, 2023)

Na eletrólise da salmoura de cloreto de sódio ou de sal marinho, Figura 2, de acordo com Afify (2023) no eletrodo positivo, o ânodo, é produzido o gás cloro (Cl_2), já no cátodo, polo negativo, é produzido o gás hidrogênio (H_2). O cloro é dissolvido na solução em massa e hidrolisado para produzir ácido hipocloroso, que por sua vez forma o hipoclorito de sódio. As reações eletroquímicas que ocorrem são as seguintes:

No ânodo:



- No cátodo:



- Na cuba eletrolítica:



- Reação Global:

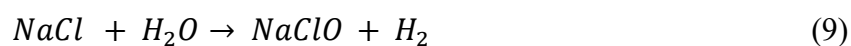
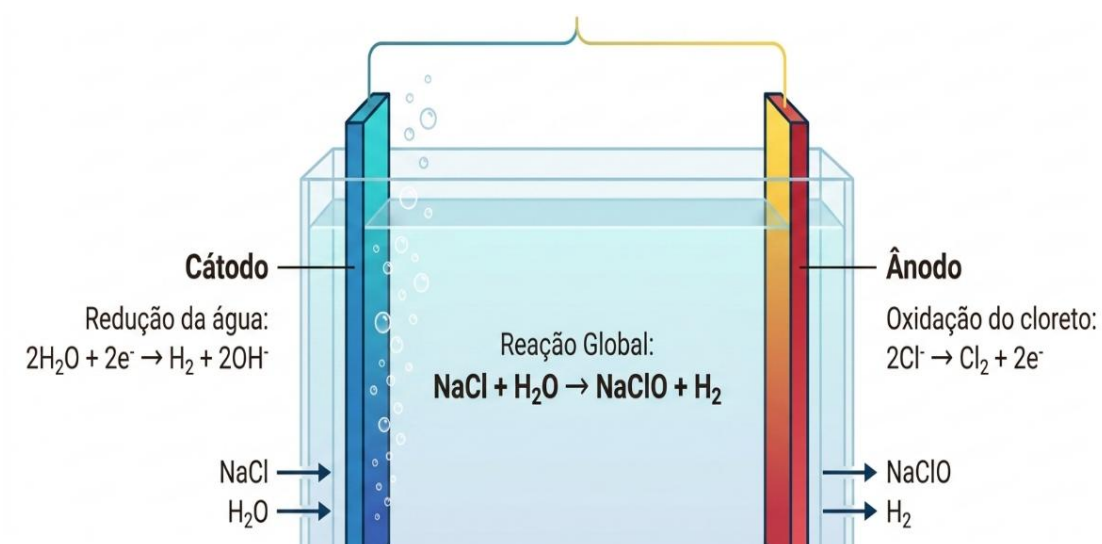


Figura 2 – Diagrama com as reações eletroquímicas que ocorrem na célula eletrolítica dividida



Fonte: Adaptado de Afify (2023).

2.2.3 Relações termodinâmicas para célula individida

As relações termodinâmicas na célula eletrolítica individida para produção de hipoclorito de sódio e hidrogênio envolve a oxidação do cloro no ânodo e a redução da molécula de água no cátodo apresentam potências padrões de eletrodos (E^0) tabelados, conforme Bard et al. (2022) que são as Equações 10 e 11:

No ânodo:



No cátodo:



O potencial mínimo para que ocorra a eletrólise é definida pela seguinte Equação 12 conforme Bard et al. (2022). A Equação 13 representa o potencial mínimo para célula eletrolítica individida para geração de hidrogênio e hipoclorito de sódio.

$$E_{célula}^0 = E_{direito}^0 - E_{esquerdo}^0 \quad (12)$$

$$E_{célula}^0 = (-0,83 \text{ V}) - (1,36 \text{ V}) = -2,19 \text{ V} \quad (13)$$

Onde:

$E_{célula}^0$ – Potencial padrão da célula

$E_{direito}^0$ – Potencial padrão de redução do eletrodo do lado direito

$E_{esquerdo}^0$ – Potencial padrão de redução do eletrodo do lado esquerdo

Ademais, a energia química mínima calculada para que ocorra a reação eletroquímica na célula individida é obtida através da energia livre de Gibbs (ΔG^0), energia livre para realizar trabalho útil a temperatura e pressão constantes. O cálculo da energia livre de Gibbs é realizado pela Equação 14 e o resultado para célula individida em questão na Equação 15, Bard et al. (2022).

$$\Delta G^0 = n \cdot F \cdot E_{célula}^0 \quad (14)$$

$$\Delta G^0 = 2 \cdot (96485) \cdot (-2,19) = +422 \text{ kJ/mol} \quad (15)$$

Onde:

ΔG^0 – Energia livre de Gibbs

n – número de elétrons transferidos

F – constante de Faraday (96485 C/mol)

$E_{célula}^0$ – Potencial padrão da célula

Como também, é importante afirmar que no uso industrial essas células individuais apresentam fatores que exigem um potencial de célula maior que o calculado, ou seja, maior que o potencial mínimo, pois as reações são extremantes lentas nesse ponto que exige esse sobrepotencial η . Assim, o cálculo do potencial da célula que considera esses fatores pode ser calculado pela Equação 16, que considera a queda de potencial da célula $iR_{célula}$. (BALBUENA, 2021).

$$E_{célula}^0 = E_{ânodo}^0 + E_{cátodo}^0 + \sum \eta + iR_{célula} \quad (16)$$

2.2.4 Leis de Farady

As leis experimentais de Faraday que se referem as quantidades de substâncias que são geradas e transformadas na eletrólise. A primeira Lei de Faraday determina a relação entre a massa dos produtos formados e quantidade de carga elétrica que circula no sistema durante a eletrólise (LIMA, 2020). Essa Lei é expressa pela Equação 17 abaixo:

$$m = K_1 \cdot Q \quad (17)$$

Onde:

m = massa do composto em gramas (g)

K_1 = constante de proporcionalidade

Q = carga elétrica em coulomb (C)

Como, $Q=i \cdot t$, onde i é a corrente em amperes (A) e t é o tempo em segundos. Substituindo-se o Q na equação 17, resulta na Equação 18 abaixo:

$$m = K_1 \cdot i \cdot t \quad (18)$$

A segunda Lei de Faraday determina que para uma mesma quantidade de eletricidade irá eletrolisar massas de substâncias diferentes, as quais serão proporcionais aos respectivos equivalentes-gramas de oxirredução, conforme a Equação 19.

$$m = K_2 \cdot E \quad (19)$$

Onde:

m = massa do composto em gramas (g)

K₂ = constante de proporcionalidade

E = equivalente em gramas

Combinando as duas equações temos a Equação 20:

$$m = K \cdot i \cdot t \cdot E \quad (20)$$

Logo, é possível demonstrar, inclusive experimentalmente, que a constante K=1/F, onde F é conhecida como a constante de Faraday e tem valor igual a F = 96.485 coulombs/mol. Assim, a combinação das leis de Faraday pode ser expressa pela Equação 21.

$$m = \frac{E \cdot i \cdot t}{F} \quad (21)$$

Onde:

m = massa da substância eletrolisada em gramas

E = Equivalente grama da substância eletrolisada

i = Corrente elétrica aplicada em Ampere

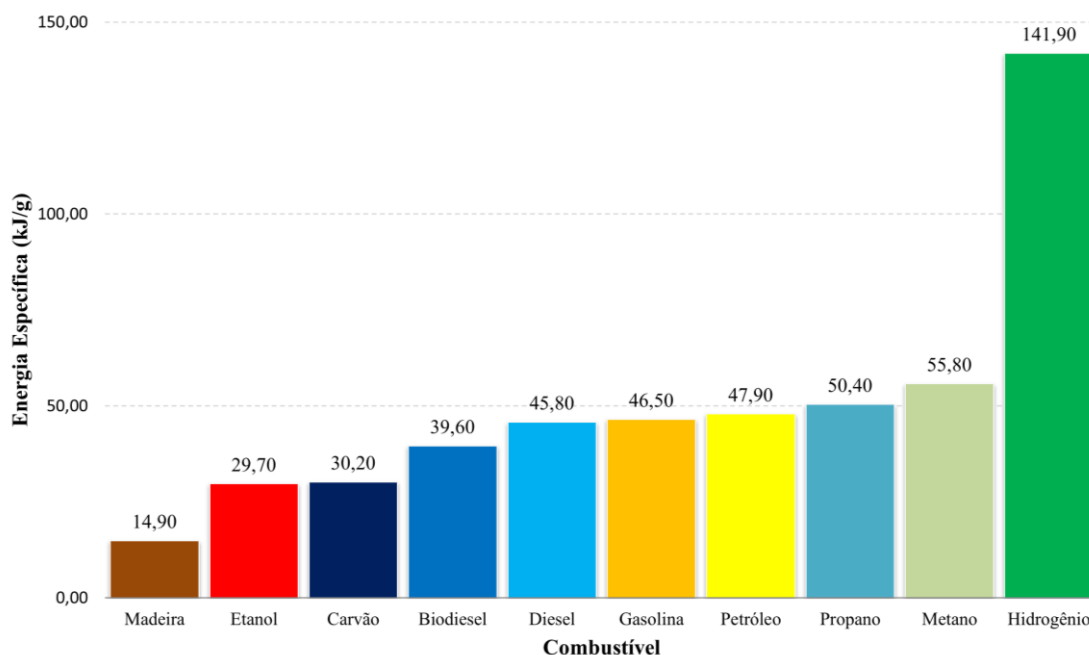
F = Constante de Faraday

2.3 Importância do hidrogênio

O hidrogênio (H_2), de acordo com a Empresa de Pesquisa Energética (EPE) (2025), através do “Roadmap” Tecnológico de Hidrogênio, tem obtido destaque como vetor energético importante para redução dos efeitos causados pelos gases de efeito estufa (GEE). Como também, relevante para atingir as metas globais de neutralidade climática. Além de ser uma potencial alternativa que produz baixo carbono em diferentes aplicações, por exemplo, na indústria e nos transportes que são os setores que mais emitem carbono e encontram limitações em encontrar novas alternativas.

A energia liberada pelo hidrogênio é de 141,9 kJ/g, ao levar em consideração o máximo de calor produzido que pode ser liberado. Dessa maneira, comparado aos outros combustíveis, figura 3, como a gasolina, o carvão, a madeira, o etanol e o diesel, a sua energia liberada é superior a todos esses citados. Assim, o hidrogênio é um dos recursos mais eficientes, já que quanto maior a energia liberada maior é a conversão da energia química em energia mecânica ou energia elétrica por exemplo. (SOUSA, 2022).

Figura 3 – Energia específica de diferentes combustíveis



Fonte: Adaptado de Sousa, 2022.

2.3.1 Aplicações comerciais e industriais do hidrogênio

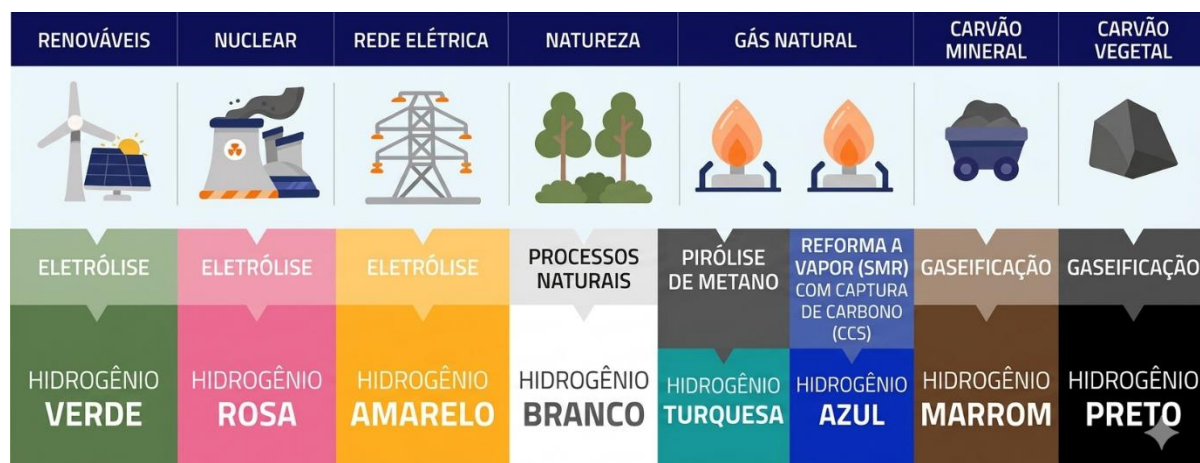
O hidrogênio apresenta diversas aplicações industriais e comerciais, segundo Cazanova, (2023). O principal uso desse combustível na indústria é o refino do petróleo bruto em processos denominados de hidrocrackeamento e hidrotratamento. Como também pode ser utilizado como agente redutor na produção do aço e processado para produção de combustíveis e químicos derivados, como o metanol e amônia, os quais são aplicados na produção de fertilizantes. O hidrogênio ainda pode ser utilizado para geração de calor nos processos industriais de produção de aço, cimento, celulose e papel, com faixa de aquecimento entre 277 e 650 °C ou superiores.

No setor de mobilidade e transporte, um dos usos do hidrogênio é a sua utilização como combustível de forma direta para motores de combustão interna, que gera calor superior a 1000 °C, sem emissão de CO₂. Além de que pode ser utilizado em células combustíveis para geração de eletricidade e tem como único subproduto a água ou em turbinas de ciclo combinado, puro ou misturado ao gás natural (CAZANOVA, 2023).

2.3.2 Classificação das cores do hidrogênio

O gás hidrogênio é sempre incolor. No entanto, de acordo (ARCOS et al.,2023), a sua produção define como ele é classificado, figura 4, em cores, por exemplo, o hidrogênio verde que é produzido a partir de fontes renováveis, o hidrogênio azul que é produzido a partir de hidrocarbonetos e produz CO₂ que é capturado e armazenado no subsolo (CCUS), o hidrogênio marrom produzido pela gaseificação do carvão mineral hulha, o hidrogênio preto produzido pela gaseificação do carvão mineral antracito, o hidrogênio cinza produzido a partir do gás natural sem captura e armazenamento de CO₂ no subsolo, o hidrogênio turquesa que não gera CO₂ e utiliza o craqueamento térmico do metano para ser produzido e o hidrogênio amarelo produzido pela eletrólise e utiliza como fonte a matriz elétrica da localidade.

Figura 4 – Cores do hidrogênio



Fonte: Adaptado de Ormazabal, 2025.

2.4 Importância do hipoclorito de sódio

O hipoclorito de sódio (NaClO) é um oxidante, o qual apresenta uso comum, produzido, a frio, industrialmente pela absorção do cloro (Cl_2) em uma solução de hidróxido de sódio (NaOH). De maneira geral, o hipoclorito de sódio apresenta-se em como uma solução alcalina, que admiiti aumentar a conservação para evitar o desprendimento de Cl_2 , consequentemente, a decomposição. Na indústria é comercializado a 13% e seu transporte é realizado por carros-tanque. Como também, apresenta odor próprio característico e cor amarelada. O hipoclorito de sódio dispõe de propriedades alvejantes, desinfetantes, oxidantes que serve para diversas aplicações, por exemplo, branqueamento da polpa da celulose, tratamento de piscinas, desinfecção de água potável e desinfecção de hospitais. (ROCHA, 2019).

Na literatura, conforme Rocha (2019) as ciências agrárias fazem o uso do hipoclorito de sódio para desinfecção de culturas e principalmente as ciências odontológicas para desinfecção de bactérias que estão ligadas a polpa dentaria. Esse destaque na odontologia, deve-se ao fato que o NaClO apresenta eficácia comprovada para esse tratamento e capacidade de dissolver tecidos necróticos. Entretanto, é preciso cautela ao manusear o hipoclorito de sódio, pois é uma solução forte e com odor que ao entrar em contato com a pele pode causar queimaduras e irritações graves, bem como na mucosa. (CUNHA; OLIVEIRA, 2025).

2.4.1 Aplicações comerciais e industriais do hipoclorito de sódio

No comércio, o hipoclorito de sódio ou lixívia, costuma ter uma concentração de até 2,5 %, sendo essencial a sua diluição em água para atingir uma concentração de 0,05 % a 1 %.

Essas soluções costumam apresentar hidróxido de sódio (NaOH), o qual é responsável pela elevação do pH na ordem de 12. Na dissolução do hipoclorito de sódio em água, formam-se duas substâncias responsáveis pelo poder desinfecção, o ácido hipocloroso, HClO, altamente desinfetante, e o ânion hipoclorito, ClO^- , com menor ação desinfetante. (MOREIRA et al., 2025)

As aplicações do hipoclorito de sódio no comercio e na indústria são diversas, de acordo com Moreira et al. (2025) tais como:

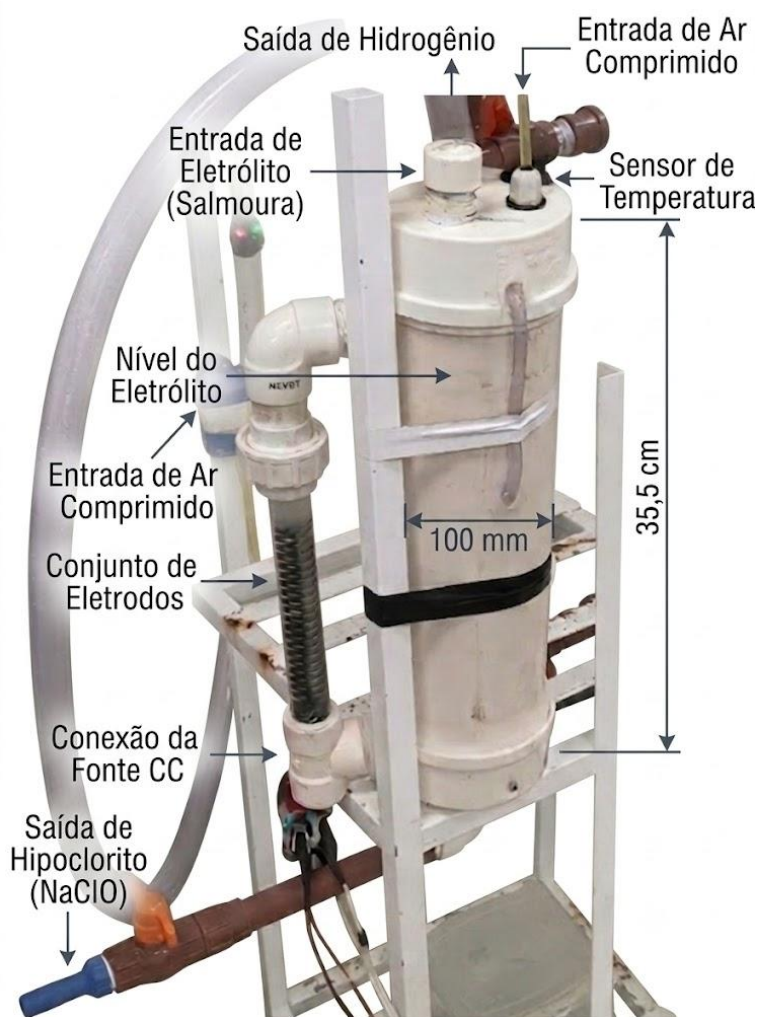
- a) Tratamento de água e esgoto, em empresas públicas e privadas como prefeituras e saneamento básico;
- b) Limpeza e higienização nas indústrias de todos os setores e em estações de tratamento de águas;
- c) Limpeza de roupas, lavanderias e tinturarias na indústria têxtil;
- d) Limpeza de jardins e piscinas: pode ser usado como desinfetante para água em jardins e piscinas;
- e) Indústria alimentícia: utilizado para limpar e desinfetar equipamentos e superfícies em contato com alimentos;
- f) Hospitais e clínicas: utilizado como desinfetante para limpeza de áreas críticas e superfícies;
- g) Setores públicos e privados no tratamento da água potável e saneamento básico.

3 METODOLOGIA

3.1 Descrição do sistema

A célula eletrolítica individualizada com reator em batelada, Figura 5, tem um volume de 2,6 L, com volume de espaço morto de 53 mL para coleta das amostras de hipoclorito de sódio, ou seja, volume total de 2,653 L. Além disso, como o sistema funciona a partir da eletrólise, o eletrólito utilizado foi a salmoura, preparada a partir da massa de 630 g de sal marinho para alimentação de animais da marca MilMares diluído em um volume de 20 L para alcançar uma concentração de 30 g/L, aproximadamente a concentração de sal presente na água do mar conforme Saleem, (2011). Os eletrodos, Figura 6, utilizados foram de titânio DSA com uma distância entre os eletrodos de 15 mm, com 12,31 cm² de área no cátodo e com 20,73 cm² de área no ânodo. Outrossim, é imperativo pontuar que o hidrogênio não é coletado e é liberado para atmosfera.

Figura 5 – Célula eletrolítica utilizada na pesquisa e seus componentes



Fonte: O Autor, 2026.

Figura 6 - Eletrodos de titânio DSA utilizados nos experimentos



Fonte: O Autor, 2026.

Ainda nesse sentido, o sistema utilizou um compressor de ar para diluição do hidrogênio, pois na faixa de concentração de 4 a 75 % o hidrogênio é inflamável e o risco de ocorrer uma combustão é alto conforme KUMAR; SLEITI (2025). Ainda foram empregados sensores que coletam os dados a cada segundo para o monitoramento e leitura de dados através do arduino, como tensão (V), corrente (A) e temperatura da solução (°C). Um tanque de salmoura foi utilizado para filtragem desse eletrólito, posteriormente, o seu uso na célula, pois como o sal marinho vem com algumas impurezas, o filtro torna-se importante para remover essas substâncias, como a matéria orgânica que pode estar presente.

3.2 Modo de operação do sistema

O sistema opera em batelada, isto é, a salmoura só é inserida na célula uma única vez até que seja atingindo o tempo necessário para que alcance determinada concentração de hipoclorito de sódio. O sistema não tem bombeamento e a solução de salmoura é agitada pelo movimento de formação do gás hidrogênio na eletrólise que auxilia na homogeneização para que a solução percorra os eletrodos. Ainda é necessário lembrar que ao retirar a amostra, é preciso coletar mais que 0,53 mL e devolver para célula, em seguida, coletar a amostra que deverá apresentar resultados consistentes, já que o volume morto não é eletrolisado. Todos experimentos e análises foram realizados no laboratório de Energia (LABEN), localizado no Campus de Engenharias e Ciências Agrárias (CECA-UFAL) em Rio Largo – AL.

3.3 Planejamento do experimento

3.3.1 Variáveis monitoradas durante o experimento

1. Variáveis medidas:

- Tensão elétrica entre o cátodo e ânodo
- Corrente elétrica para reator eletroquímico
- pH da solução eletrolítica no reator eletrolítico
- Temperatura da solução eletrolítica circulante na saída do reator eletroquímico
- Concentração do NaClO no tempo
- Tempo de eletrólise

2. Variáveis calculadas:

- Concentração teórica de NaClO
- Potência elétrica consumida
- Densidade de corrente
- Consumo específico de energia
- Eficiência de corrente
- Produção de hidrogênio
- Produção de NaClO

3.3.2 Equações para avaliação dos experimentos

3.3.2.1 Lei de Faraday

Num processo eletrolítico a massa eletrolisada pode ser encontrada a partir das leis de Faraday, como se segue:

$$m = \frac{E \cdot i \cdot t}{F} \cdot \eta \quad (22)$$

Onde:

m – massa da substância eletrolisada em gramas

E – equivalente grama da substância eletrolisada

i – corrente elétrica aplicada em Ampere

F – constante de Faraday

η – Eficiência

3.3.2.2 Potência aplicada na célula

$$P = V \cdot I \quad (23)$$

Onde:

P – Potência (W)

V – Tensão elétrica (V)

I – Corrente elétrica (A)

3.3.2.3 Consumo específico de energia na eletrólise

$$CEE = \frac{P \cdot t}{1000 \cdot m} \quad (24)$$

Onde:

CEE – Consumo específico de energia (kWh/kg NaClO)

P – Potência (W)

t – Tempo (s)

m – massa de NaClO produzida (kg)

3.3.2.4 Densidade de corrente “i”

$$J = \frac{I}{A} \quad (25)$$

Onde:

J – Densidade de corrente (A/cm²)

I – Corrente elétrica (A)

A – Área anódica (cm²)

3.3.2.5 Eficiência Faradaica η_{faraday}

$$\eta_{\text{faraday}} = \frac{m_{\text{real}}}{m_{\text{teórica}}} \quad (26)$$

Onde:

η – Eficiência faradaica

m_{real} – massa real gerada (g)

$m_{\text{teórica}}$ – massa teórica gerada (g)

3.3.2.6 Volume de Hidrogênio

$$V_{H_2(L)} = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} \quad \text{com} \quad n = \frac{m}{M} \quad V_{H_2(L)} = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot P} \quad (27)$$

Onde:

$V_{H_2(L)}$ – Volume de hidrogênio (L)

n – número de mols

R – constante universal dos gases (0,08206 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹)

T – temperatura (K)

M – massa molar do gás hidrogênio (g/mol)

P – pressão (atm)

3.3.3 Formulação das hipóteses

O experimento teve como base as seguintes hipóteses:

- H_0 – A eficiência da eletrólise depende da densidade de corrente aplicada na célula.
- H_1 - A eficiência da eletrólise não depende da densidade de corrente aplicada na célula.

3.3.4 Definição dos parâmetros e variáveis

Os experimentos realizados foram três, os quais foram variadas as densidades de corrente, conseqüentemente, a corrente dos eletrodos também foi alterada na célula eletrolítica não dividida utilizada de acordo com a Tabela 1, no qual o valor resultante é decorrente da corrente do ânodo em função da sua área

Tabela 1 – Variação de fatores para os experimentos

Experimento	Densidade de corrente (mA·cm ⁻²)	Corrente (A)
1	200	4,1
2	300	6,2
3	400	8,3

Fonte: O Autor, 2026.

3.3.5 Métodos analíticos utilizados

Para alcançar os objetivos da realização dos experimentos químicos na célula eletrolítica dividida, primeiramente, foi realizada consultas bibliográficas sobre métodos que analisassem o teor de concentração de hipoclorito de sódio em g/L, uma vez que este é um dos produtos gerados na eletrólise. No entanto, é imperativo pontuar que o método analítico definido foi ajustado para a célula eletrolítica dividida da pesquisa devido as baixas concentrações de hipoclorito encontradas nas realizações de ajustes dos métodos. Desse modo, o método segue

os princípios da ABNT (NBR 9425) em conjunto com a monografia (TEIXEIRA, 2016) que discute o teor de cloro ativo em diferentes marcas de água sanitária comerciais com as titulações iodimétrica ou iodométrica, que consiste numa reação redox entre o analito e o titulante (Da Silva, 2021).

3.3.5.1 Materiais utilizados

- Balança analítica
- Pipetador
- Pipeta graduada de 10 mL
- Balão volumétrico de 100 mL
- Balão volumétrico de 500 mL
- Balão volumétrico de 1000 mL
- Béquer de 250 mL
- Erlenmeyer de 250 mL
- Bureta graduada de 25 mL

3.3.5.2 Reagentes utilizados

- Solução de tiosulfato de sódio $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$
- Solução de iodeto de potássio 5 %
- Ácido Acético glacial
- Solução de amido 0,5 %
- Água destilada

3.3.5.3 Preparo das soluções

As soluções necessárias para as análises das amostras de hipoclorito de sódio foram a de tiosulfato de sódio $0,01 \text{ mol. L}^{-1}$, amido 0,5 % e iodeto de potássio (KI) 5 %.

3.3.5.3.1 Tiosulfato de sódio $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$

A solução de tiosulfato de sódio $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ foi preparada dissolvendo-se 2,5 g de tiosulfato de sódio pentahidratado ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) e 0,02 g de carbonato de sódio em 1L de água destilada fervente.

3.3.5.3.2 Solução de iodeto de potássio 5 %

A solução de iodeto de potássio 5 % foi preparada dissolvendo-se 25 g de iodeto de potássio (KI) p.a. em 500 mL de água destilada.

3.3.5.3.3 Solução de amido 0,5 %

A solução de amido 0,5% foi preparada dissolvendo-se 0,5 g de amido em 100 mL de água destilada fervente. Depois foi homogeneizada e deixou-se esfriar.

3.3.5.4 Volumetria analítica

Pesar $12,5 \text{ g} \pm 0,5 \text{ g}$ da amostra de hipoclorito de sódio (NaClO) em um balão volumétrico de 100 mL e anotar a sua massa (M), em seguida avolumar o balão volumétrico com água destilada e homogeneizar como exhibe a Figura 7;

Figura 7 – Pesagem da amostra de NaClO



Fonte: O Autor, 2026.

1. Adicionar 30 mL de solução de iodeto de potássio 5 % em um erlenmeyer de 250 mL;
2. Transferir 10 mL da solução do balão volumétrico de 100 mL para o erlenmeyer de 250 mL;
3. Adicionar 10 mL de ácido acético glacial ao erlenmeyer de 250 mL;
4. Iniciar imediatamente a titulação com a solução de tiosulfato de sódio $0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ até a cor amarelo claro de acordo com a Figura 8;

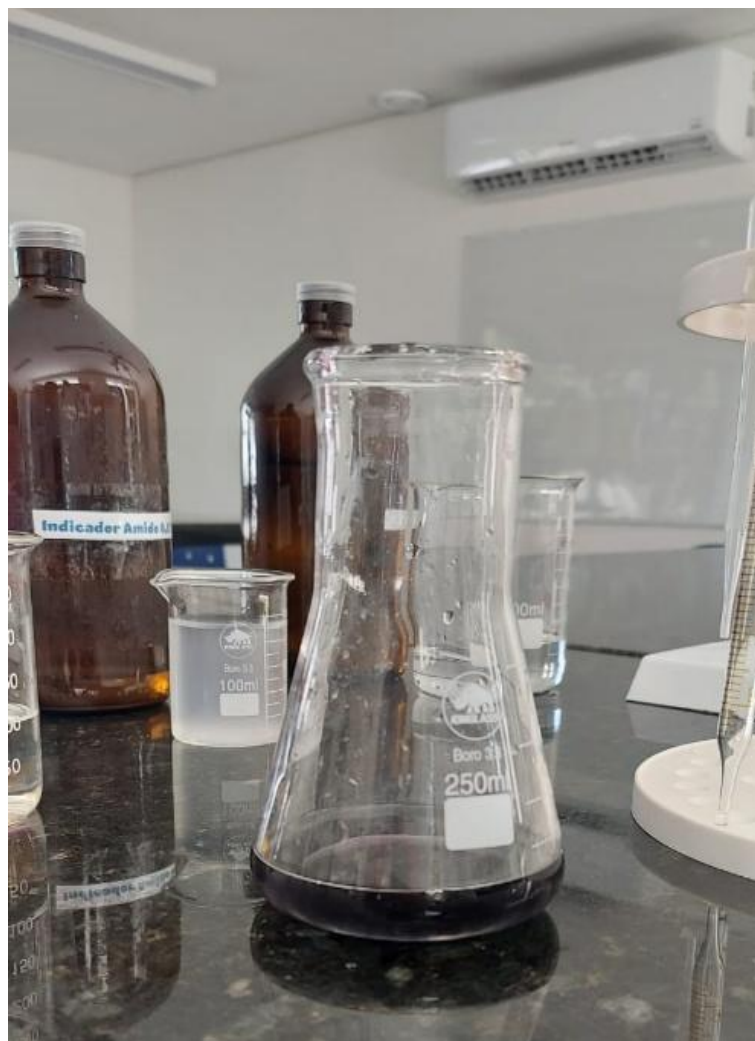
Figura 8 – Pausa da titulação



Fonte: O Autor, 2026.

5. Adicionar 1 mL de solução de amido 0,5 %, como ilustra a Figura 9;

Figura 9 – Amostra com adição da solução de amido



Fonte: O Autor, 2026.

6. Continuar a titulação, até o desaparecimento da cor azul, anotar o volume gasto na titulação (V);

Os Cálculos são realizados a partir das equações 28 e 29:

$$\%Cloro\ ativo = \frac{V \cdot C \cdot 35,45}{M} \quad (28)$$

Onde:

V – volume (mL) de tiosulfato de sódio 0,01mol.L⁻¹ gasto na titulação;

C – concentração real da solução de tiosulfato de sódio 0,01 mol. L⁻¹;

M – massa da amostra em gramas;

$$NaClO = \%Cloro\ ativo \cdot 1,05 \cdot 10\ (g/L) \quad (29)$$

4 RESULTADOS E DISCUSSÃO

Os experimentos realizados seguiram o planejamento determinado acima. Além disso, as análises das amostras de hipoclorito de sódio produzida nos experimentos foram realizadas em triplicata, com exceção do primeiro experimento que a partir da sétima amostra só foram realizadas uma análise para cada amostra, pois os reagentes necessários não supriram a demanda das análises.

4.1 Potência aplicada e consumo específico

A potência aplicada nos experimentos é resultante do cálculo da multiplicação entre a média das tensões e a média das correntes registradas nos experimentos, abaixo observamos a potência aplicada para os três experimentos na Tabela 2, por conseguinte, o consumo específico de energia consumida também é analisado a partir dos tempos de cada experimento.

Tabela 2 – Potência e energia consumida nos experimentos

Experimento	Tempo (h)	Densidade de corrente (mA·cm ⁻²)	Corrente (A)	Potência (W)	Consumo específico de energia (kWh/kg)
1	19,3	200	4,1	31,30	15,82
2	5,8	300	6,2	44,59	10,40
3	4	400	8,3	82,65	12,97

Fonte: O Autor, 2026.

Nessa comparação, observa-se que a potência aplicada apresenta relação direta com a densidade de corrente, uma vez que o aumento da densidade de corrente resulta em maior potência aplicada à célula eletrolítica como é possível observar no experimento três que apresentou uma potência aplicada de 82,65 W para uma densidade de corrente de 400 mA·cm⁻². Além disso, o menor consumo específico de energia foi observado no experimento 2, com valor de 10,40 kWh/kg NaClO. Embora o experimento 3 tenha apresentado menor tempo de eletrólise, esse fator não demonstrou influência significativa sobre o consumo específico de energia nas condições avaliadas.

De acordo com Collana et al. (2024), que realizaram experimentos em uma célula eletrolítica e tinham como eletrólito a salmoura de cloreto de sódio entre 80 e 120 g/L, o consumo específico de energia variou de 3,31 a 11,78 kWh/kg NaClO. Dessa forma, mesmo empregando uma concentração de salmoura inferior à utilizada pelos autores, os resultados obtidos neste estudo apresentaram valores semelhantes de consumo específico de energia. Esse comportamento sugere que, embora concentrações mais elevadas de salmoura possam favorecer a velocidade das reações eletroquímicas e reduzir a resistência elétrica entre os eletrodos, o sistema analisado manteve desempenho energético comparável.

4.2 Produção de hidrogênio e hipoclorito de sódio

A produção de hidrogênio e hipoclorito de sódio são determinadas a partir da concentração de hipoclorito de sódio pelo método analítico utilizado. As tabelas 3, 4 e 5 resumem as condições das variáveis coletadas nos experimentos, como o tempo, a tensão, a corrente, a temperatura da solução e a temperatura ambiente. Ademais, os gráficos 1, 2, 3 demonstram como foram essas produções para os experimentos.

Tabela 3 – Resumo dos dados coletados no experimento 1 de acordo com o tempo de coleta das amostras

Tempo (h)	Tensão (V)	Corrente (A)	Temperatura solução (°C)	Temperatura Ambiente (°C)	pH
0,0	7,87	4,18	25,5	19,0	7,95
2,0	7,71	4,10	30,0	18,5	9,29
4,0	7,38	4,16	34,9	20,2	9,74
6,0	7,42	4,15	35,3	20,0	9,33
7,9	7,53	4,14	35,1	19,5	9,53
8,9	7,62	4,14	34,2	18,9	9,55
9,9	7,69	4,13	33,3	18,5	9,55
11,4	8,21	4,17	28,1	19,6	9,32
12,4	8,11	4,19	30,1	20,0	9,24
13,3	7,96	4,18	32,5	20,1	9,37
14,3	7,92	4,16	34,2	19,4	9,32
17,3	7,30	4,21	34,7	17,6	9,23
18,3	5,95	4,19	29,3	16,6	9,27
19,3	6,48	4,19	33,7	16,4	9,25

Tabela 4 – Resumo dos dados coletados no experimento 2 de acordo com o tempo de coleta das amostras

Tempo (h)	Tensão (V)	Corrente (A)	Temperatura solução (°C)	Temperatura Ambiente (°C)	pH
0	1,54	5,84	25,1	19,2	8,56
0,5	8,27	6,26	27,6	19,4	9,00
1	8,02	6,28	31,2	19,6	9,26
1,4	7,79	6,27	32,7	20,0	9,20
1,9	7,66	6,27	34,2	20,4	9,36
2,4	7,58	6,27	37,3	20,0	9,30
2,9	7,54	6,30	39,3	19,4	9,24
3,4	7,48	6,27	39,2	19,2	9,26
3,9	7,45	6,28	39,7	18,8	9,34
4,3	7,41	6,24	40,4	18,5	9,36
4,8	7,40	6,21	39,9	18,4	9,43
5,3	7,43	6,23	40,4	18,0	9,44
5,8	7,52	6,23	40,8	17,5	9,22

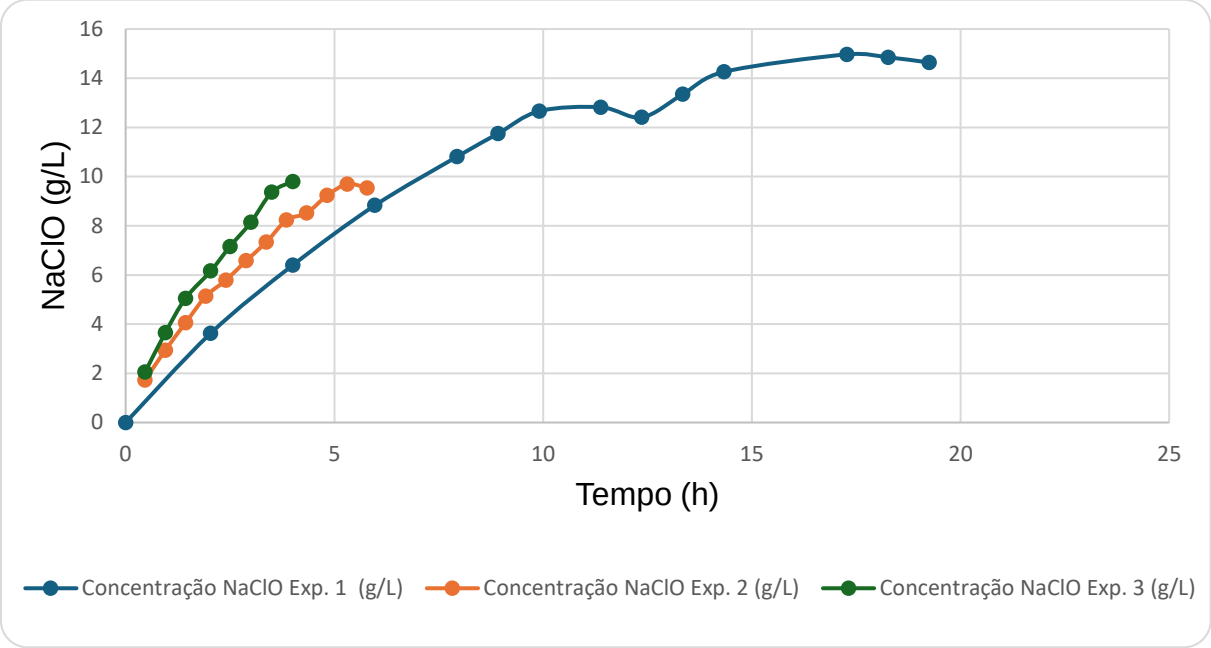
Fonte: O Autor, 2026.

Tabela 5 – Resumo dos dados coletados no experimento 3 de acordo com o tempo de coleta das amostras

Tempo (h)	Tensão (V)	Corrente (A)	Temperatura solução (°C)	Temperatura Ambiente (°C)	pH
0,0	11,30	8,28	26,0	18,9	8,6
0,5	10,59	8,33	35,8	19,0	9,3
1,0	10,09	8,43	42,2	19,4	9,4
1,5	9,77	8,33	46,1	19,9	9,4
2,0	9,70	8,48	49,3	20,1	9,5
2,5	9,50	8,38	51,4	20,2	9,5
3,0	9,38	8,24	52,9	20,1	9,5
3,5	9,35	8,33	54,6	20,0	9,5
4,0	9,30	8,43	54,8	20,0	9,5

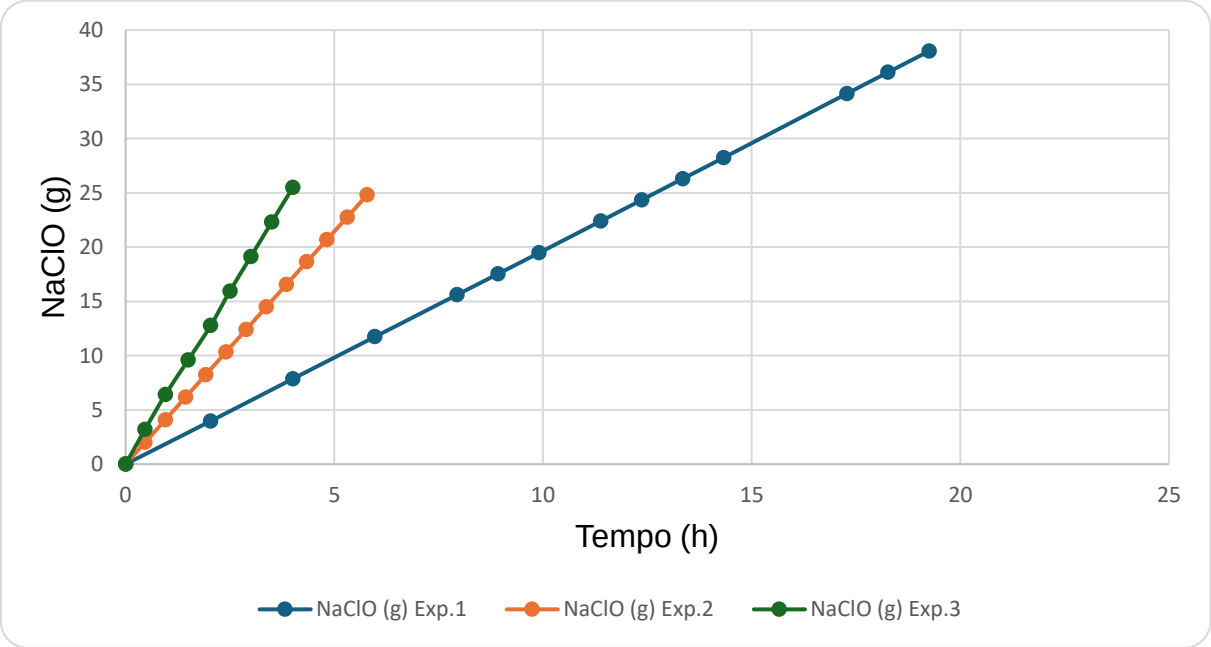
Fonte: O Autor, 2026.

Gráfico 1 – Concentração de NaClO no tempo para os experimentos realizados

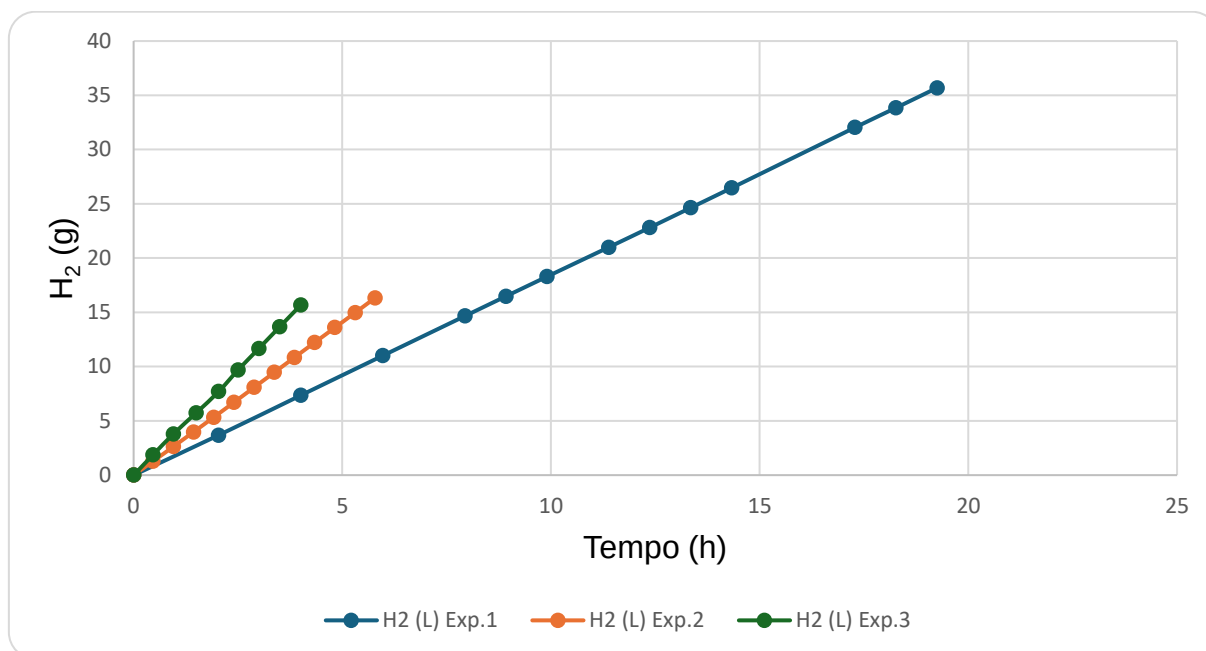


Fonte: O Autor, 2026.

Gráfico 2 – Produção de NaClO no tempo para os experimentos realizados



Fonte: O Autor, 2026.

Gráfico 3 – Produção de H_2 no tempo para os experimentos realizados

Fonte: O Autor, 2026.

Ao analisar os gráficos que exibem os resultados dos produtos formados, foi possível observar que o experimento 1 mais produziu hipoclorito de sódio e gás hidrogênio, mas esse experimento teve um tempo de duração maior que os demais, de 19,3 h que influenciou na alta concentração obtida. Os resultados do experimento 1 foram positivos, uma vez que teve uma geração de 35,7 L de hidrogênio (H_2) e atingiu a concentração de 14,64 g/L e uma geração de 38 g de hipoclorito de sódio ($NaClO$), uma concentração muito próxima do limite de produção dessa célula nas condições de temperatura exibidas nas tabelas, visto que as últimas duas análises das amostras coletadas e analisadas os resultados foram aproximadamente constantes.

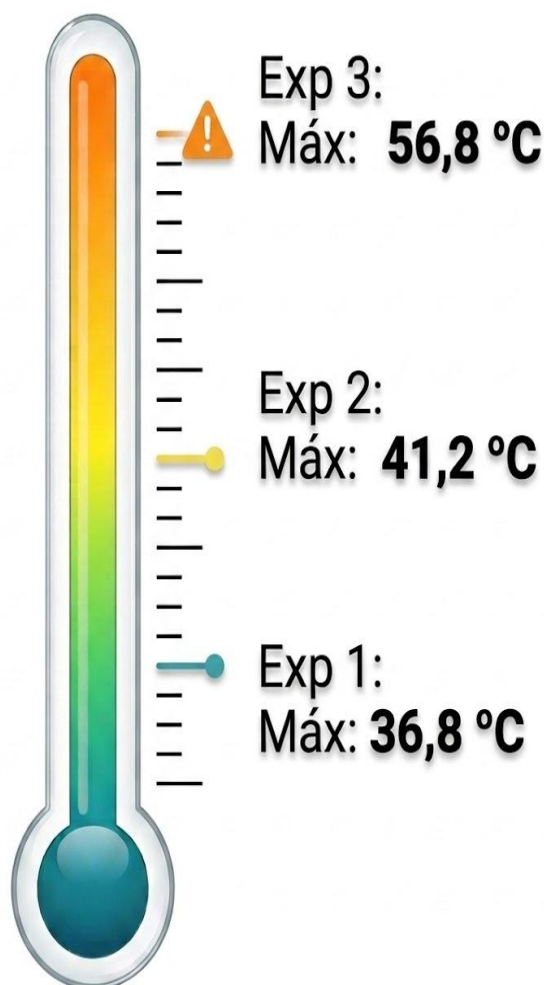
O experimento 2, gerou uma quantidade de 16,34 L de hidrogênio (H_2) e uma geração de 24,8 g de $NaClO$, com uma concentração de 9,54 g/L em um tempo de 5,8 h. Apesar do experimento não ser realizado no mesmo tempo do experimento, nota-se, que a velocidade de produção de hidrogênio e hipoclorito de sódio é um pouco mais rápida, só a partir de 6 horas de ocorrência experimento no experimento 1 que a concentração fica próxima de 9 g/L de $NaClO$.

Já no experimento 3, a concentração de $NaClO$ foi de 9,8 g/L e a sua geração foi de 25,5 g, a geração de hidrogênio foi de 15,67 L tudo isso em um tempo de 4 horas. Uma característica observada em relação aos outros dois experimentos é a velocidade acelerada de formação dos produtos. Quando comparado aos experimentos 1 e 2, no tempo de 4 horas, respectivamente, as concentrações estão próximas de 6,4 g/L e 8,2 g/L de hipoclorito de sódio.

Não obstante, nas tabelas acima é possível verificar a influência da densidade de corrente na temperatura da solução eletrolítica. No Experimento 1, a temperatura máxima registrada foi de 36,8 °C e a temperatura média foi de 33 °C, enquanto no experimento 2 a temperatura máxima registrada foi de 41,2 °C e a temperatura média foi de 37 °C, já no experimento 3 a temperatura máxima registrada foi de 56,8 °C e a temperatura média foi de 47 °C. Esse aumento da temperatura pode ser atribuído principalmente ao efeito Joule, decorrente da passagem de corrente elétrica através do eletrólito.

Em sistemas eletrolíticos, temperaturas elevadas podem acelerar as reações químicas desejadas, no entanto, também favorecem reações secundárias indesejáveis, como a decomposição do hipoclorito de sódio e a formação de cloratos. Dessa forma, o aumento excessivo da temperatura pode reduzir a eficiência global do processo. De acordo com Baydum e Asfora (2021) a eletrólise da produção máxima de hipoclorito de sódio pode ocorrer na temperatura de 25 °C, isto é, próximo a temperatura ambiente. Em seus experimentos a temperatura variou entre 25 a 60 °C. Na temperatura de 60 °C a concentração de cloro apresentou baixo rendimento. Desse modo, no experimento desta pesquisa a temperatura de 56,8 °C é uma temperatura crítica, figura 10, que há uma certa degradação de hipoclorito de sódio.

Figura 10 – Temperaturas máximas obtidas nos experimentos realizados

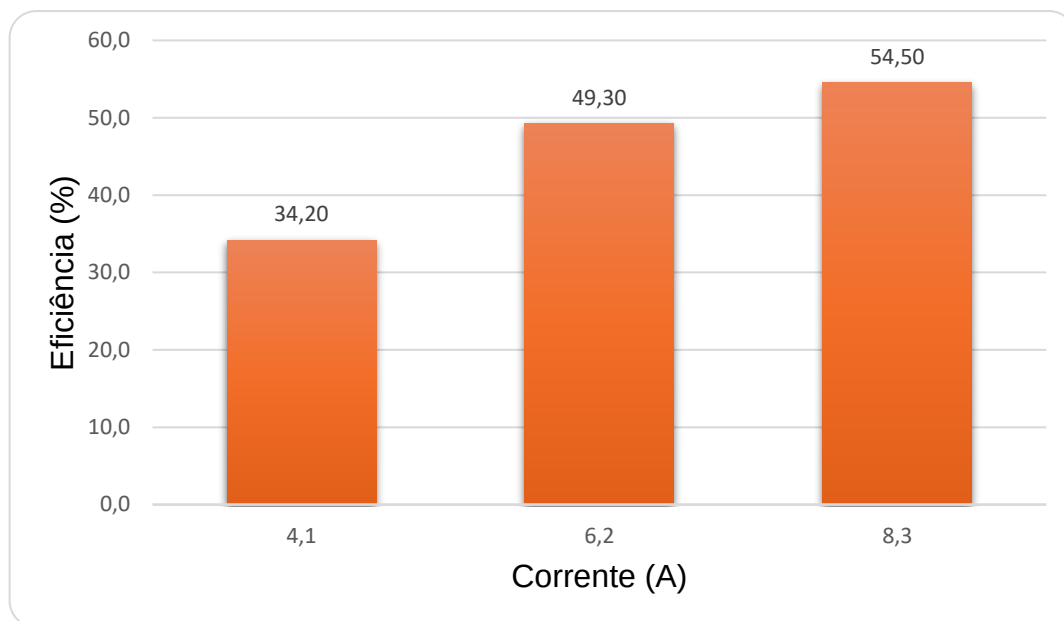


Fonte: O Autor, 2026.

4.3 Eficiência faradaica

A eficiência de faradaica, para os três experimentos, foi determinada pelo cálculo de divisão da massa gerada no experimento ou a massa real dividida pela massa teórica dos produtos gerados pela Lei de faraday. A massa real de hipoclorito de sódio foi calculada a partir da concentração de NaClO multiplicada pelo volume da célula eletrolítica não dividida utilizada. Como também, a massa de hidrogênio que teve como base a estequiometria, a eficiência de NaClO foi calculada a partir da razão entre a massa real máxima gerada e a máxima massa teórica. A eficiência de hidrogênio para aplicar na eletrólise foi de 0,95 valor encontrado conforme a literatura. Os resultados da eficiência faradaica são exibidos no gráfico 4.

Gráfico 4 – Eficiência faradaica dos experimentos



Fonte: O Autor, 2026.

Os resultados das eficiências dos experimentos constataam que quanto maior a densidade de corrente, maior será a eficiência faradaica, por conseguinte, haverá um rendimento mais eficiente de hipoclorito de sódio (NaClO) e hidrogênio (H_2), como exposto acima, no experimento 3 que tem a maior densidade de corrente de $400 \text{ mA} \cdot \text{cm}^{-2}$. Todavia, um fator que se destaca é temperatura com o aumento da densidade de corrente e o pH manteve-se constante.

5 CONCLUSÃO

Conforme os resultados das análises feitas nos experimentos, é possível afirmar que o trabalho alcançou o seu objetivo principal, isto é, a produção de hidrogênio amarelo (H_2) e hipoclorito de sódio ($NaClO$) através da célula eletrolítica dividida. Outrossim, é imperativo pontuar a importância desses produtos gerados, por exemplo, o $NaClO$ para o tratamento de água em regiões que não têm acesso ou dificuldade para isso e a simplicidade de sua produção ao utilizar uma célula eletrolítica não dividida. Bem como, o hidrogênio que tem como destaque seu grande potencial energético.

As análises realizadas demonstraram que a densidade de corrente é um fator que aumenta a eficiência de eletrólise. Como também, auxilia na velocidade de formação do hidrogênio (H_2) e do hipoclorito de sódio ($NaClO$), que reduz de maneira significativa o tempo de formação dos produtos. Contudo, o aumento da densidade de corrente provoca o aumento da potência elétrica aplicada na célula e o aumento da temperatura da solução eletrolítica que provocam desequilíbrio na eficiência global da célula.

O sistema proposto apresentou desempenho satisfatório durante os experimentos realizados e foi possível determinar a máxima concentração de hipoclorito de sódio, estimar a máxima produção de hidrogênio e estimar o melhor consumo energético específico para os experimentos. Como também, com esses parâmetros, foi encontrado o melhor desempenho da célula eletrolítica dividida utilizada para produção de hidrogênio e hipoclorito de sódio em função da densidade de corrente aplicada.

De acordo com os resultados obtidos, é possível afirmar que o melhor desempenho da célula eletrolítica dividida investigada é o do experimento 2 que teve o melhor consumo específico de energia de 10,40 kWh/kg quando comparado aos demais experimentos, uma vez que a comparação é feita independente do tempo de experimento. Dessa maneira, a melhor densidade de corrente para ser aplicada nessa célula é de $300 \text{ mA} \cdot \text{cm}^{-2}$ utilizada no experimento 2, por isso o experimento 2 é a configuração ideal para a célula eletrolítica dividida da pesquisa realizada de acordo com as condições investigadas.

6 SUGESTÕES PARA TRABALHOS FUTUROS

Inicialmente, sugere-se a importância de avaliar as densidades de corrente maiores ou intermediárias as densidades da pesquisa. Tal como, projetar um sistema de resfriamento que consiga diminuir a temperatura de trabalho da célula, pois para alcançar números maiores de produção de hipoclorito de sódio nessa célula, a tendência é aumentar a densidade de corrente, como a pesquisa apresenta o maior empecilho para isso é a temperatura que afeta até a degradação do hipoclorito de sódio.

Outrossim, recomenda-se investigar o aproveitamento energético do hidrogênio produzido durante a eletrólise, por meio de seu armazenamento ou utilização em células a combustível de pequena escala. Dessa maneira, esse estudo abordagem pode contribuir para aumentar a sustentabilidade do processo e agregar valor ao hidrogênio gerado. Como também, seria interessante investigar outros eletrodos DSA para utilizar no processo eletrolítico e analisar possíveis eficiências superiores com o intuito de reduzir o consumo energético.

REFERÊNCIAS

- AFIFY, Ahmed A. et al. Electrochemical Production of Sodium Hypochlorite from Salty Wastewater Using a Flow-by Porous Graphite Electrode. **Energies**, v. 16, n. 12, p. 4754-4775, 2023. Disponível em: <https://www.mdpi.com/1996-1073/16/12/4754>. Acesso em: 02 abr. 2026.
- AGOSTINHO, R. U. de A.; RIBAS, L. C. Hidrogênio verde e usos múltiplos dos recursos hídricos: análise crítica de (integração de e entre) políticas públicas e legislação ambiental. **Revista de Tecnologia & Gestão Sustentável**, v. 2, n. 7, 2023. DOI: 10.17271/rtgs.v2i7.4644. Disponível em: <https://publicacoes.amigosdanatureza.org.br/index.php/rtgs/article/view/4644>. Acesso em: 23 de abr. 2026.
- ARCOS, Jose M. Marín; SANTOS, Diogo MF. The hydrogen color spectrum: techno-economic analysis of the available technologies for hydrogen production. **Gases**, v. 3, n. 1, p. 25-46, 2023.
- BALBUENA, Víctor Alejandro Rivarola. **Caracterização De Placa Bipolar De Eletrolisadores Alcalinos Para Produção De Hidrogênio**. 2021. Dissertação (Mestrado em Engenharia Elétrica e Computação) – Campus de Foz do Iguaçu, Universidade Estadual do Oeste do Paraná, Foz do Iguaçu, 2021. Disponível em: <https://tede.unioeste.br/handle/tede/5854>. Acesso em: 31 mai. 2026.
- BAYDUM, Valderice Pereira Alves; ASFORA, Leonie Sarubbo. Otimização da geração de solução oxidante através da eletrólise de rejeito de dessalinizadores utilizando planejamento fatorial. **Research, Society and Development**, v. 10, n. 9, p. e1510917742-e1510917742, 2021.
- BARD, Allen J.; FAULKNER, Larry R.; WHITE, Henry S. **Electrochemical methods: fundamentals and applications**. John Wiley & Sons, 2022.
- CAZANOVA, Catarina Maria Trindade. Hidrogênio verde: monitoramento científico e tecnológico. 2023. **Hidrogênio verde: monitoramento científico e tecnológico**. 2023. Monografia em Engenharia de Bioprocessos – Academia de Propriedade Intelectual, Inovação e Desenvolvimento, Instituto Nacional da Propriedade Industrial, Rio de Janeiro, 2023. Disponível em: <https://pantheon.ufrj.br/handle/11422/26117>. Acesso em: 1 jun. 2026.
- CAMPOS, Mariana; LEÃO, Clarissa; AMORIM, Livia. O hidrogênio como fonte de energia: uma visão regulatória. **Ensaio Energético**, v. 9, 2021.
- COPERNICUS CLIMATE CHANGE SERVICE (C3S). **Copernicus Climate Change Service**. Disponível em: <https://climate.copernicus.eu/>. Acesso em: 18 jun. 2026.
- COLLANA, Juan Taumaturgo Medina et al. Effect of Electrolytic Cell Operating Parameters on Sodium Hypochlorite Formation and Energy Consumption. **Analytical and Bioanalytical Electrochemistry**, v. 16, n. 3, p. 217-226, 2024.
- CUNHA, Ioana Stefani Sklemenova; OLIVEIRA, Daniel Fuentes de. Hipoclorito de sódio e clorexidina como soluções irrigadoras no tratamento endodôntico: uma análise crítica das

propriedades e segurança. **Tudo é Ciência: Congresso Brasileiro de Ciências e Saberes Multidisciplinares**, [S. l.], n. 3, p. 1–7, 2025. DOI: 10.47385/tudoeciencia.1969.2024. Disponível em: <https://conferencias.unifoa.edu.br/tc/article/view/1969>. Acesso em: 1 jun. 2026.

DA SILVA, Leonardo Carvalho. **IDENTIFICAÇÃO E VALIDAÇÃO DO TEOR DE HIPOCLORITO DE SÓDIO EM ÁGUAS SANITÁRIAS COMERCIALIZADAS EM SANTA QUITÉRIA DO MARANHÃO**. 2021. Monografia (Licenciatura em Ciências Naturais com habilitação em Química.) - Universidade Federal do Maranhão, 2021.
DE LARA, Daniela Mueller; RICHTER, Marc François. Hidrogênio verde: a fonte de energia do futuro. **Novos Cadernos NAEA**, v. 26, n. 1, 2023.

EMPRESA DE PESQUISA ENERGÉTICA (EPE). **Roadmap Tecnológico de Hidrogênio: Rotas Tecnológicas, oportunidades de inovação e custos de produção de hidrogênio de diferentes intensidades de carbono no Brasil**. Rio de Janeiro: EPE, 2025. Nota Técnica EPE/DEA/SEE/014/2025. Disponível em: <https://www.epe.gov.br/>. Acesso em: 31 mai. 2026.

INTERGOVERNMENTAL PANEL ON CLIMATE CHANGE (IPCC). AR6 Synthesis Report: Summary for Policymakers – Headline Statements. Disponível em: <https://www.ipcc.ch/report/ar6/syr/resources/spm-headline-statements>. Acesso em: 1 jun. 2026.

KENNDLER, Ernst; MINÁRIK, Marek. Capillary Electrophoresis and its Basic Principles in Historical Retrospect - Part 1. The early decades of the “Long Nineteenth Century”: The Voltaic pile, and the discovery of electrolysis, electrophoresis and electroosmosis. **Substantia: An International Journal of the History of Chemistry**, Firenze, v. 5, n. 1, p. 119-133, 2021. DOI: 10.36253/Substantia-1018. Disponível em: <https://doi.org/10.36253/Substantia-1018>. Acesso em: 31 mai. 2026.

KUMAR, Laveet; SLEITI, Ahmad K. A comprehensive review of hydrogen safety through a metadata analysis framework. **Renewable and Sustainable Energy Reviews**, v. 214, p. 115509, 2025. Disponível em: <https://www.sciencedirect.com/science/article/pii/S1364032125001820>. Acesso em: 2 jun. 2026.

LIMA, Ana Luiza Lorenzen. **Estudos de eletroquímica:: reações químicas e energia**. Editora Intersaberes, 2020.

MOREIRA, Caio Freire; PADOVANI, Clara Carvalho; SAPATIN, Fabrício Gabriel. **Síntese de hipoclorito de sódio (NaClO) utilizando resíduo de salmoura aplicando os princípios de economia circular**. 2025. Trabalho de Conclusão de Curso (Técnico em Química) – Etec Trajano Camargo, Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza, Limeira, 2025. Disponível em: <https://ric.cps.sp.gov.br/handle/123456789/40705>. Acesso em: 1 jun. 2026.

NBR 9425. **Solução de hipoclorito de sódio comercial - determinação do teor de Cloro ativo pelo método volumétrico**. Rio de Janeiro, 2005.

ORMAZABAL. Hidrogênio verde: o que é isso? Disponível em: <https://www.ormazabal.com/pt-br/hidrogenio-verde-o-que-e-isso-2-2/>. Acesso em: 1 jun. 2026.

PUGA, Mariana dos Santos; ASENCIOS, Yvan Jesus Olortiga. Avanços e limitações da produção, armazenamento e transporte de hidrogênio verde. **Latin American Journal of Energy Research**, v. 10, n. 2, p. 74-93, 2023. Disponível em: <https://periodicos.ufes.br/lajer/article/view/41777>. Acesso em: 2 abr. 2026.

ROCHA, Laís Ferreira de Melo. **Modelo matemático de otimização para o problema de roteirização associado à degradabilidade do hipoclorito de sódio**. 2020. Dissertação (Mestrado em Engenharia Química) – Centro de Tecnologia, Programa de Pós Graduação em Engenharia Química, Universidade Federal de Alagoas, Maceió, 2019. Disponível em: <http://www.repositorio.ufal.br/handle/riufal/7103>. Acesso em: 31 mai. 2026.

RUSSI, GUILHERME ANTONIO. **ANÁLISE DA EFICIÊNCIA ENERGÉTICA DO SISTEMA ELÉTRICO DE PRODUÇÃO INDUSTRIAL POR ELETRÓLISE DE UMA PLANTA DE CLORO-SODA**. 2021. Monografia (Título de Especialista em Energias Renováveis, Geração Distribuída e Eficiência Energética.) - Escola Politécnica da Universidade de São Paulo, 2021.

SANTOS, Elisama Vieira dos et al. **Combustível limpo e oxidante: sistema híbrido para a coprodução de hipoclorito de sódio e hidrogênio a partir de efluentes salinos industriais e água do mar**. *Invenção e Patenteabilidade*. Natal: Universidade Federal do Rio Grande do Norte (UFRN), 2025.

SALEEM, Muhammad. Biofouling management in the cooling circuit of a power industry using electrochemical process. **Journal of the Chemical Society of Pakistan**, v. 33, 2011. Disponível em: <https://www.osti.gov/etdeweb/biblio/21493993>. Acesso em: 2 jun.2026

SMOLINKA, Tom; GARCHE, Jürgen (Ed. 1.). **Electrochemical power sources: fundamentals, systems, and applications: hydrogen production by water electrolysis**. Elsevier, 2021.

SOUSA, Lara Maria Sales dos Santos. **Potencial do Ceará para obtenção de hidrogênio verde via eletrólise da água residual através da energia eólica**. 2022. Trabalho de Conclusão de Curso (Graduação em Engenharia de Energias Renováveis) – Centro de Tecnologia, Universidade Federal do Ceará, Fortaleza, 2022. Disponível em: https://repositorio.ufc.br/bitstream/riufc/68686/3/2022_tcc_lmssousa.pdf. Acesso em: 31 mai. 2026.

TEIXEIRA, MARIA SUELY BRAGA. **AValiação do teor de cloro ativo em diferentes marcas de águas sanitárias**. 2016. Monografia (Bacharelado em Química) - Universidade Federal do Ceará, 2016.