



DOI: 10.31416/rsdv.v13i3.794

## Eletrólise da água usando NaOH como eletrólito: investigando os impactos da tensão aplicada

*Water electrolysis using NaOH as an electrolyte: investigating the effects of applied voltage*

### LUZ, Melquisedek Santos. Graduado em Física

Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Sertão Pernambucano - campus Salgueiro. BR 232, KM 508, sentido Recife - Salgueiro - Pernambuco - Brasil. CEP: 56.000-000 / Telefone: (87) 98842.0409 / E-mail: [mellqui.sedeksantos@gmail.com](mailto:mellqui.sedeksantos@gmail.com) / Orcid: <https://orcid.org/0009-0001-3744-8904>

### FEITOSA, Samuel dos Santos. Mestre em Física

Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Sertão Pernambucano - campus Salgueiro. BR 232, KM 508, sentido Recife - Salgueiro - Pernambuco - Brasil. CEP: 56.000-000 / Telefone: (88) 99290.6071 / E-mail: [samuel.feitosa@ifsertao-pe.edu.br](mailto:samuel.feitosa@ifsertao-pe.edu.br) / Orcid: <https://orcid.org/0000-0002-1540-6797>

### RODRIGUES, Eriverton da Silva. Doutor em Física

Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Sertão Pernambucano - campus Salgueiro. BR 232, KM 508, sentido Recife - Salgueiro - Pernambuco - Brasil. CEP: 56.000-000 / Telefone: (81) 99877.7573 / E-mail: [eriverton.rodrigues@ifsertao-pe.edu.br](mailto:eriverton.rodrigues@ifsertao-pe.edu.br) / Orcid: <https://orcid.org/0000-0002-2682-3588>

## RESUMO

O artigo apresenta um estudo experimental sobre a eletrólise da água usando NaOH como eletrólito, o que produz os gases hidrogênio e oxigênio molecular. O procedimento experimental foi replicado por 12 vezes visando monitorar volume dos gases produzidos no cátodo e no ânodo em função do tempo para obter as respectivas taxas de produção. Cada ensaio foi replicado com uma nova diferença de potencial aplicada na célula, mantendo temperatura e concentração constantes. Os resultados mostraram uma relação notável entre as taxas de variação do volume e a diferença de potencial, com taxas diferentes para o ânodo e o cátodo, devido à relação 2:1 da formação dos gases hidrogênio e oxigênio. A razão entre as taxas de variação foi próxima de 0,5, o que é consistente com equação global da reação de oxirredução da água.

**Palavras-chave:** Eletrólise da água, Voltâmetro de Hoffmann, Físico-Química.

## ABSTRACT

The article presents an experimental study on the electrolysis of water using NaOH as an electrolyte, which produces hydrogen and oxygen molecular gases. The experimental procedure was replicated 12 times aiming to monitor the volume of the gases produced at the cathode and the anode as a function of time to obtain their respective production rates. Each trial was replicated with a new potential difference applied to the cell, keeping temperature and concentration constant. The results showed a remarkable relationship between the rates of change of volume and the potential difference, with different rates for the anode and the cathode, due to the 2:1 ratio of the formation of hydrogen and oxygen gases. The ratio between the rates of change was close to 0.5, which is consistent with the global equation of the water redox reaction.

**Keywords:** Water electrolysis, Hoffman voltameter, Physical Chemistry.



## Introdução

De acordo com Heráclito “tu não podes descer duas vezes no mesmo rio, porque novas águas correm sobre ti” (Souza, 1996, p. 32). Essa frase ilustra o fluxo contínuo de mudanças que ocorrem na natureza, que se apresenta como um sistema complexo e dinâmico. Essas mudanças variam em escala temporal e espacial, desde processos que ocorrem ao longo de milhões de anos, como a formação de bacias de petróleo, até mudanças que podem ser observadas no cotidiano, como a corrosão de metais.

A compreensão da estrutura da matéria e das transformações observadas na natureza é baseada na teoria atômica, que descreve a matéria como um conjunto de unidades fundamentais chamadas átomos. Para entendimento dos fenômenos estudados neste trabalho é suficiente compreender que o núcleo do átomo é composto de prótons e nêutrons, envolvido pela eletrosfera, que é constituída de uma nuvem de elétrons que orbitam o núcleo. A teoria atômica fornece uma base sólida para a compreensão da Química, Física e outros campos da ciência que investigam as propriedades e transformações da matéria.

Além de compor a estrutura da matéria, os átomos também podem se unir para formar moléculas. Chang e Goldsby (2013, p. 50) destacam: “Uma molécula é um agregado de, pelo menos, dois átomos, ligados de forma precisa por forças químicas (também chamadas ligações químicas).”

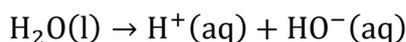
As reações químicas referem-se aos processos em que há formação ou quebra de ligações químicas, resultando na geração de novas substâncias. Chang e Goldsby (2013, p. 90) descrevem o termo “reação química” como “um processo no qual uma substância (ou substâncias) se transforma(m) em uma ou mais novas substâncias.” Algumas reações químicas podem ocorrer espontaneamente, enquanto outras requerem alguma forma de intervenção para que sejam desencadeadas, tais como variações de temperatura, pressão ou a presença de corrente elétrica.

A estrutura da molécula de água,  $H_2O$ , é constituída de dois átomos de hidrogênio, H, ligados a um átomo de oxigênio, O (Sharp, 2001). As ligações entre esses átomos são covalentes, ou seja, ocorrem por intermédio do compartilhamento de elétrons entre os átomos. Além disso, é importante destacar que as moléculas de água apresentam uma polaridade, ocasionada devido à distribuição assimétrica dos elétrons. Esta é uma propriedade que contribui para aspectos característicos da



água, como sua alta tensão superficial e sua capacidade de dissolver muitos sais e outras substâncias também polares.

Ao submeter a água à passagem de corrente elétrica é possível quebrar suas ligações químicas, promovendo a dissociação de suas moléculas. Com isso, ocorre a divisão da molécula em duas espécies químicas diferentes, sendo os íons hidróxido,  $\text{HO}^-$ , e os íons hidrogênio,  $\text{H}^+$ . O processo é conhecido como eletrólise da água.

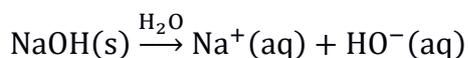


Respectivamente, os cátions,  $\text{H}^+$ , e os ânions,  $\text{HO}^-$ , são espécies químicas eletrizadas positiva e negativamente, ou seja, são portadores de carga elétrica.

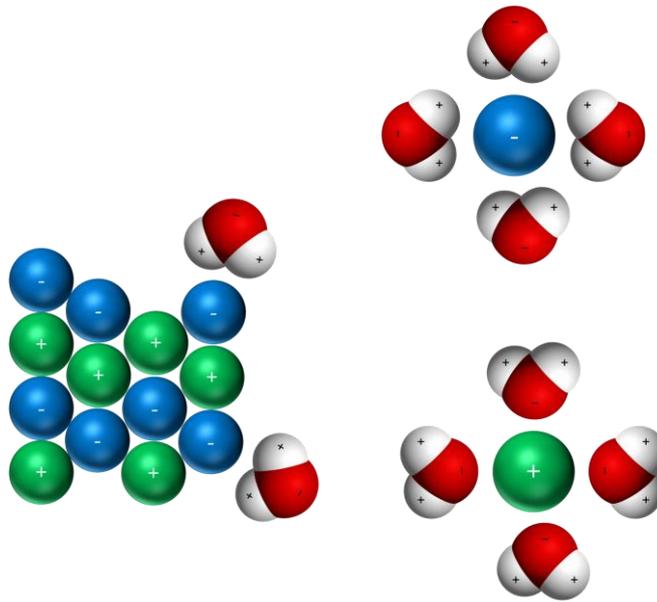
Essa reação química é um processo não-espontâneo, requerendo a passagem de uma corrente elétrica pela água. A água pura, contudo, é uma substância dielétrica, ou seja, é uma má condutora de eletricidade. É necessário, portanto, adicionar à água uma substância que, quando misturada, torne-a capaz de conduzir uma corrente elétrica (eletrólito). Eletrólitos típicos são soluções aquosas de ácidos, bases e sais.

Um exemplo de eletrólito que pode fornecer à água a propriedade de conduzir corrente elétrica é o hidróxido de sódio, NaOH (Artemov et al., 2014). O hidróxido de sódio, também conhecido como soda cáustica, é um composto iônico, ou seja, é uma molécula formada a partir da combinação de dois íons, que são os íons sódio,  $\text{Na}^+$ , e hidróxido,  $\text{HO}^-$ . Os dois íons são unidos por interação eletrostática.

Novais e Antunes (2016, p. 153) destacam que o NaOH é uma base bastante solúvel em água, de forma que quando adicionada à água, ocorre a dissociação de suas moléculas, conforme ilustrado na seguinte equação:



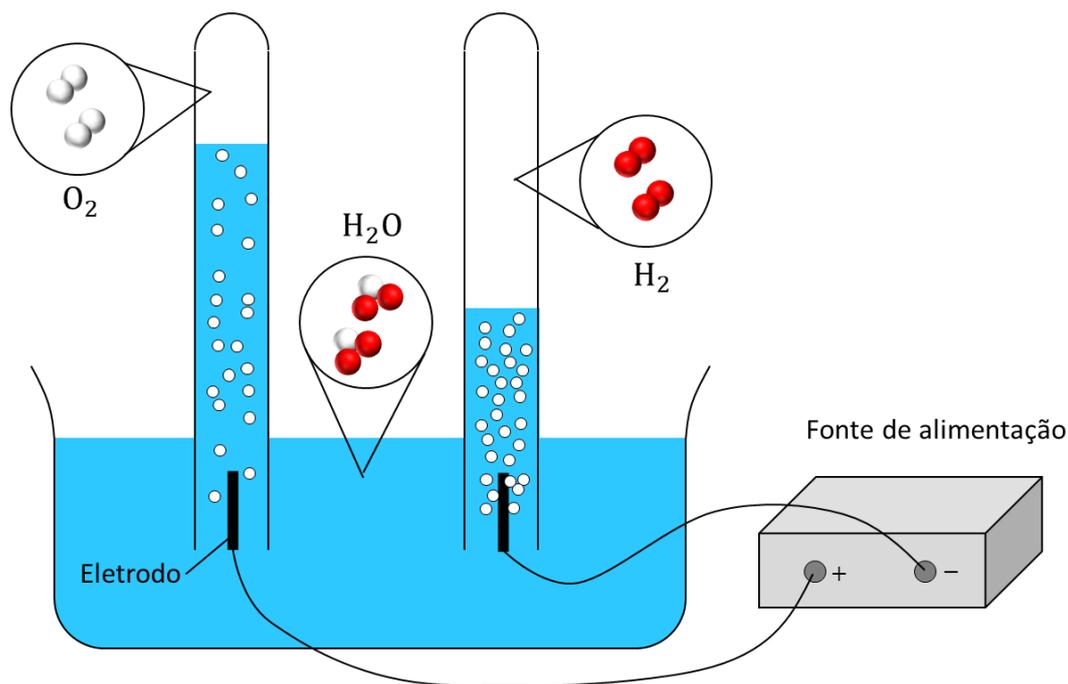
A Figura 1 ilustra o processo de dissociação de um composto iônico adicionado à água. As interações eletrostáticas entre os íons positivos e as regiões parcialmente negativas das moléculas de água fazem com que eles sejam atraídos e separados da rede cristalina do composto iônico, de forma que os íons ficam livres. Da mesma forma, os íons negativos são atraídos pelas regiões parcialmente positivas das moléculas de água, conforme é ilustrado na Figura 1.

**Figura 1** - Ilustração da dissociação iônica.

Fonte: Elaborada pelo autor (2023).

Dessa forma, a molécula de NaOH se dissocia em seus íons constituintes e a solução passa a conter íons com mobilidade, o que permite a existência de uma corrente elétrica. Dessa forma, é possível executar a eletrólise da água.

Ao conectar uma fonte de tensão aos eletrodos imersos na solução eletrolítica cria-se um campo elétrico entre eles, que provoca a movimentação ordenada dos íons presentes na solução. Essa movimentação dos íons constitui uma corrente iônica. Com a dissociação das moléculas de água, devido ao campo elétrico presente, os portadores de carga positivos,  $H^+$ , são direcionados ao eletrodo negativo (cátodo) à medida que os portadores de carga negativos,  $HO^-$ , são direcionados ao eletrodo positivo (ânodo). O dispositivo usado para esse tipo de estudo é conhecido como célula eletrolítica ou cuba eletrolítica. A Figura 2 mostra a estrutura básica de uma célula eletrolítica. É colocado um eletrodo dentro de cada um dos tubos. Quando a fonte de tensão é ligada começa a passagem de corrente elétrica e as reações são imediatamente desencadeadas. Durante a execução do experimento é possível notar que ocorre a formação de bolhas nos eletrodos, que sobem através dos tubos. Essas bolhas são resultantes das reações eletroquímicas de oxidação e redução que acontecem nos eletrodos. Elas indicam que há liberação dos gases resultantes dessas reações, armazenados em cada um dos tubos, conforme representado na figura.

**Figura 2** - Representação do esquema de uma célula eletrolítica produzindo os gases H<sub>2</sub> e O<sub>2</sub>.

Fonte: Elaborada pelo autor (2023).

No eletrodo negativo ocorre a semirreação de redução, onde o H<sup>+</sup> é reduzido (ganha elétrons) para formar hidrogênio molecular, H<sub>2</sub>. Já no eletrodo positivo ocorre a semirreação de oxidação, onde o HO<sup>-</sup> é oxidado (perde elétrons) para formar oxigênio molecular, O<sub>2</sub> (Zhang et al., 2020, p. 13). Portanto, a reação global de oxirredução (redox) pode ser equacionada da seguinte forma:



Ambas as moléculas formadas, sob as condições normais de temperatura e pressão, encontram-se na fase gasosa, portanto se formam bolhas nos eletrodos e o gás sobe, acarretando na diminuição do líquido em cada tubo. A equação mostra uma proporção entre o número de moléculas formadas na reação. Para cada molécula de oxigênio que é formada no processo, são geradas duas moléculas de hidrogênio, resultando em um número de moléculas de hidrogênio duas vezes maior do que o número de moléculas de oxigênio.

Além da eletrólise da água, há outras formas de se obter hidrogênio, como o processo de reforma a vapor do gás natural, por exemplo. Esses processos, contudo, possuem como consequência a formação de subprodutos como o monóxido de carbono, CO, e o dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>, que são gases poluentes.



Quando a energia elétrica usada na eletrólise é gerada a partir de fontes renováveis, o hidrogênio obtido é denominado hidrogênio verde. O hidrogênio verde é visto por muitos como o combustível do futuro por se tratar de um caminho bastante sustentável, uma vez que a queima do hidrogênio apresenta apenas água como subproduto e sua produção se dá a partir de fontes renováveis.

Atualmente há grande preocupação com as mudanças climáticas e o impacto ambiental da liberação de gases que contribuem para o efeito estufa. A quantidade de CO<sub>2</sub> emitido cresce constantemente a cada ano, tornando urgente a migração para fontes de energia renováveis. Dessa forma, iniciativas que incentivam a pesquisa e o desenvolvimento de tecnologias para produzir hidrogênio verde de forma mais eficiente são fundamentais para que se possa alcançar a política de descarbonização.

Com isso, ao projetar uma célula eletrolítica que contém tubos verticais de forma que em cada tubo contenha um eletrodo, conforme mostra a Figura 2, é possível monitorar a variação do volume devido às reações que ocorrem em cada eletrodo separadamente, o que leva ao objetivo do presente trabalho, que busca monitorar o volume dos gases dentro de cada tubo ao longo do tempo e determinar as taxas com que eles são produzidos. Com isso busca-se investigar que influência a diferença de potencial apresenta nesse processo, replicando esse processo submetendo a solução eletrolítica a diferentes valores de diferença de potencial.

## Metodologia

A metodologia adotada neste estudo buscou minimizar as influências de variáveis externas, tais como a temperatura, concentração da solução e impurezas da água, com a finalidade de isolar os efeitos da diferença de potencial. Para tanto, foram tomadas as precauções apropriadas, tais como o uso de água destilada no preparo da solução e conduzir a investigação mantendo a temperatura e concentração constantes, alterando apenas a diferença de potencial em cada ensaio realizado. Esse procedimento permite a investigação isolada dos efeitos da diferença de potencial na reação eletrolítica, fornecendo resultados mais confiáveis.

O dispositivo usado para conduzir a eletrólise da água foi uma célula eletrolítica conhecida como Voltâmetro de Hoffmann, desenvolvido pela Cidepe (Figura 3).

**Figura 3 - Voltâmetro de Hoffmann.**

Fonte: Cidepe.

O estudo foi conduzido usando uma solução de NaOH(aq) com concentração de 1,00 mol/L e temperatura média de 21,2 °C. O procedimento de eletrólise foi iniciado sempre quando a temperatura da solução contida na célula estava em equilíbrio térmico com o ambiente. Ambos os eletrodos são constituídos de uma liga de níquel cromo como material estrutural. A fonte de alimentação simétrica ajustável modelo POL-16E, com precisão dos indicadores digitais de  $\pm$  (0,5% da leitura + 2 dígitos), foi utilizada para gerar a diferença de potencial na célula (Figura 4).

**Figura 4 - Fonte de alimentação POL-16E.**

Fonte: Politerm Instrumentos de Medição Ltda.

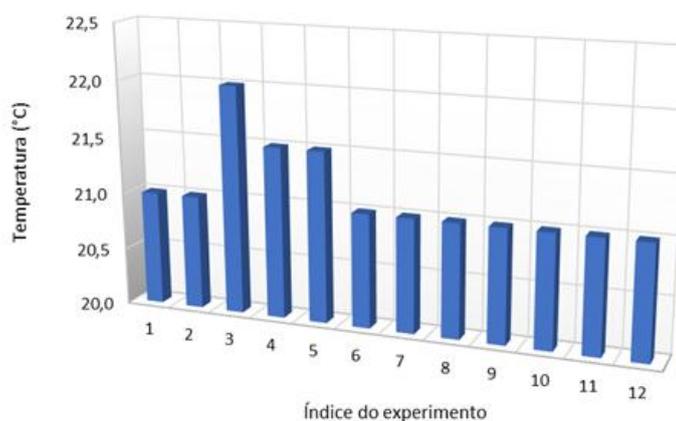
Em cada execução do experimento foi registrado o volume dos gases produzidos ao decorrer do tempo, permitindo a análise e o cálculo das respectivas taxas de produção, tal como a construção dos gráficos com a variação do volume em função do tempo. Os registros foram feitos em ambos os tubos, onde são formados os gases H<sub>2</sub> e O<sub>2</sub>.

A cada vez que o procedimento foi realizado, a diferença de potencial aplicada foi reajustada para fins de comparação.

## Resultados e discussão

O Gráfico 1 mostra a temperatura da solução de NaOH(aq) armazenada na cuba em função do índice do experimento, onde cada dado representa a medida da temperatura cada vez que o procedimento experimental foi executado. O eixo horizontal representa os índices de cada ensaio, numerados de 1 a 12. Os dados apresentam um máximo de 22,0 °C e um mínimo de 21,0 °C, com média de 21,2 °C.

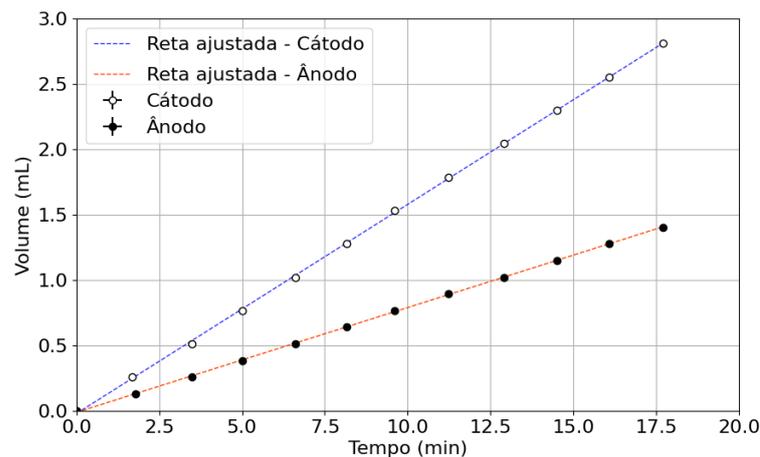
**Gráfico 1** - Temperatura da solução eletrolítica em cada ensaio realizado.



Fonte: Pesquisa direta.

Variações significativas da temperatura da solução durante o processo de eletrolise da água apresentam um impacto significativo na taxa de produção dos gases (Yuvaraj, A. L.; Santhanaraj, D. 2014, p. 3). A estabilidade da temperatura é, portanto, um fator importante para a precisão dos resultados ao tentar isolar a influência da diferença de potencial. O Gráfico 1 indica que a temperatura foi bem controlada, portanto, não teve um impacto significativo nos resultados, o que permite desenvolver adequadamente a análise objetivada na pesquisa.

O Gráfico 2 mostra a variação do volume dos gases em função do tempo, com a solução eletrolítica submetida a uma diferença de potencial de 10 V. No gráfico estão contidos os dados referentes ao tubo no qual se encontra o cátodo e o tubo no qual se encontra o ânodo.

**Gráfico 2 - Volume no cátodo e ânodo em função do tempo.**

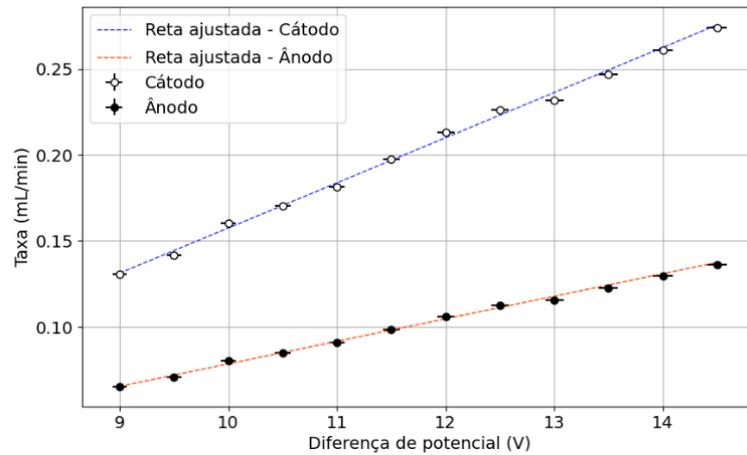
Fonte: Pesquisa direta.

Os resultados mostraram que o volume dos gases aumenta linearmente com o tempo, tanto no cátodo quanto no ânodo. O coeficiente angular da reta pode ser interpretado como a taxa de produção dos gases em mL/min.

Fazendo o ajuste de reta para o ânodo, onde ocorre a formação do gás  $O_2$ , foi encontrada uma taxa de  $(0,0650 \pm 0,0007)$  mL/min. Isso indica que a cada minuto o volume do gás aumenta cerca de 0,0650 mL no ânodo. Enquanto para o cátodo, onde é formado o gás  $H_2$ , foi encontrada uma taxa de  $(0,1304 \pm 0,0008)$  mL/min. Isso indica que a cada minuto o volume gás aumenta cerca de 0,1304 mL no cátodo.

A análise dos resultados mostrou que a razão entre as taxas nos dois tubos é de  $(0,4985 \pm 0,0062)$ , indicado que a taxa de produção no ânodo é aproximadamente a metade da taxa de produção no cátodo. Esse resultado é consistente com o que prevê a equação global da reação, pois para cada duas moléculas de  $H_2O$  desfeitas são formadas duas de  $H_2$  e uma de  $O_2$ .

Após replicar a execução do experimento e respectivas análises por 12 vezes, submetendo a solução eletrolítica a diferentes valores de diferença de potencial, foi possível fazer a construção do Gráfico 3, que apresenta as taxas de produção dos gases em função da diferença de potencial aplicada.

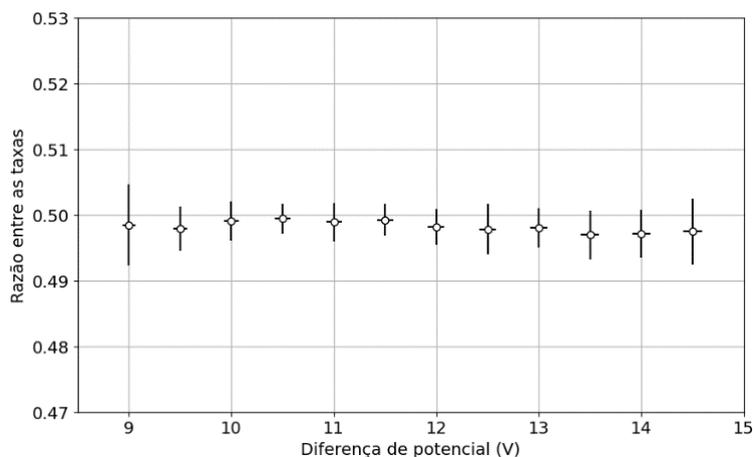
**Gráfico 3** - Taxas em função da diferença de potencial aplicada.

Fonte: Pesquisa direta.

Foi observado que a diferença de potencial na célula apresentou um impacto significativo na taxa de formação dos gases. Quanto maior for a diferença de potencial, maior é a taxa com que os gases são produzidos. Esse efeito decorre da relação entre a corrente elétrica e a diferença de potencial. O aumento a diferença de potencial na célula resulta no aumento da intensidade da corrente elétrica, o que significa um aumento na quantidade de elétrons transferidos por unidade de tempo, levado ao aumento da taxa com que os íons são oxidados e reduzidos e, portanto, um aumento na taxa de produção dos gases.

Dessa forma, é considerável as possíveis aplicações desses resultados. Isso abre portas para que novas pesquisas procurem, partir das taxas com que os gases são formados, identificar as condições ideais para uma otimização do processo, buscando maximizar a eficiência e minimizar os custos. No entanto, é importante destacar que a otimização desse processo é um fator que ainda precisa ser melhor investigado em futuras pesquisas.

O Gráfico 4 apresenta a razão entre as taxas de produção no ânodo e no cátodo (mostradas no Gráfico 3).

**Gráfico 4 - Razão entre as taxas.**

Fonte: Pesquisa direta.

Em todos os ensaios realizados a razão encontrada foi aproximadamente 0,5, o que significa que a taxa com que o gás é formado no cátodo é aproximadamente o dobro em relação ao ânodo. Isso significa que a produção do  $H_2$  é duas vezes mais rápida do que a produção do  $O_2$  independentemente da diferença de potencial na célula.

## Conclusões

Em conclusão, os resultados obtidos foram consistentes com a teoria química, que prevê que o volume de  $H_2$  gerado é duas vezes maior que o  $O_2$ . A análise mostrou que para qualquer diferença de potencial a razão entre as taxas com que os gases são produzidos é de 0,5, o que está em conformidade com a proporção prevista teoricamente. Além disso, foi observado que a diferença de potencial na célula apresentou um impacto significativo na formação dos gases. Quanto maior for a diferença de potencial, maior é a taxa com que seus volumes aumentam, o que pode ser interpretado como uma maior velocidade na produção dos gases.

## Referências

ARTEMOV, V. G. et al. **On the Charge Transfer in Aqueous HCl, NaOH, and NaCl Electrolytes**. Physical Chemistry, 2014.

CHANG, R.; GOLDSBY, K. A. **Química**. 11<sup>a</sup> ed. AMGH, 2013, p. 50.

CHANG, R.; GOLDSBY, K. A. **Química**. 11<sup>a</sup> ed. AMGH, 2013, p. 90.



NOVAIS, V. L. D.; ANTUNES, M. T. **Química**. Vol. 1. 1<sup>a</sup> ed. Curitiba, 2016.

SHARP, K. A. **Water: Structure and Properties**. 2001.

SOUZA, J. C. (org.). **Pré-Socráticos**. São Paulo: Nova Cultural, 1996.

YUVARAJ, A. L.; SANTHANARAJ, D. **A Systematic Study on Electrolytic Production of Hydrogen Gas by Using Graphite as Electrode**. *Materials Research*. 2014, p. 3.

ZHANG, Lei et al. **Electrochemical Water Electrolysis**. Taylor & Francis Group, 2020, p. 13.