



Ano 6, Vol 6, Núm. 1, jan-jun, 2025, pág. 200-217.

## Proposta metodológica sobre aplicação das leis de Faraday na resolução de problemas envolvendo electrólise em série

Propuesta metodológica sobre la aplicación de las leyes de Fraday en la resolución de problemas de electrólisis en serie

Methodological proposal on the application of Faraday's laws in solving problems involving series electrolysis

Júnior João Américo<sup>1</sup>  
Armando Niemba<sup>2</sup>

### RESUMO

Este artigo apresenta os resultados obtidos na pesquisa realizada aos alunos da 11ª Classe do Complexo Escolar São Francisco de Assis de Negage (Uíge), relativamente à aplicação das Leis de Faraday na resolução de problemas envolvendo eletrólise em série. O objetivo foi apresentar uma proposta metodológica baseada em passos algorítmicos que visa a resolução de problemas envolvendo à eletrólise em série. Esta proposta foi concebida a partir das dificuldades identificadas pelos alunos dessa classe, por meio da aplicação de um teste diagnóstico. Após essa constatação, partiu-se da suposição de que a aplicação de uma proposta metodológica baseada em passos algorítmicos facilitaria a resolução de problemas envolvendo eletrólise em série. Essa suposição fundamentou a realização de um conjunto de aulas experimentais com a aplicação da proposta metodológica elaborada, culminando na aplicação de um teste prognóstico, que permitiu validar a suposição inicial, dada a diferença significativa entre os resultados dos dois testes, determinada por meio da análise do crescimento e do índice de Hake. Para seu desenvolvimento, foram utilizados métodos teóricos, empíricos e matemáticos. Além disso, empregou-se a técnica de inquérito por questionário para a coleta de dados.

**Palavras-chave:** proposta metodológica; algoritmo; electrólise em série; leis de Faraday.

### RESUMEN

Este artículo presenta los resultados obtenidos en una investigación realizada entre estudiantes del grado 11 del Complejo Escolar São Francisco de Assis de Negage (Uíge), sobre la aplicación de las Leyes de Faraday en la resolución de problemas que involucran electrólisis en serie. El objetivo fue presentar una propuesta metodológica basada en pasos algorítmicos que tiene como objetivo resolver problemas que involucran electrólisis en serie. Esta propuesta fue concebida a partir de las dificultades identificadas por los estudiantes de esta clase, mediante la aplicación de una prueba diagnóstica. Luego de esta observación, se asumió que la aplicación de una propuesta metodológica basada en pasos algorítmicos facilitaría la resolución de problemas que involucran electrólisis en serie. Este supuesto fue la base para la realización de un conjunto de clases experimentales con la aplicación de la propuesta metodológica elaborada, culminando con la aplicación de una prueba de pronóstico, que permitió validar el supuesto inicial, dada la diferencia significativa entre los resultados de ambos. Pruebas, determinadas mediante análisis de crecimiento y el índice de Hake. Para su desarrollo se utilizaron métodos teóricos, empíricos y matemáticos. Además, para la recogida de datos se utilizó la técnica de encuesta por cuestionario.

**Palabras clave:** propuesta metodológica; algoritmo; electrólisis en serie; Las leyes de Faraday.

<sup>1</sup> Licenciado em Ciências da Educação, na especialidade de Ensino de Química pelo Instituto Superior de Ciências da Educação do Uíge, Angola. Docente do Departamento de Ciências Exactas, Secção de Química do Instituto Superior de Ciências da Educação do Sumbe. Província do Cuanza Sul. Angola. Ministra as Unidades Curriculares de Química Geral e Química Física I, II e III. E-mail: [juniorjoaoamerico@gmail.com](mailto:juniorjoaoamerico@gmail.com)

<sup>2</sup> Doutor em Ciências da Educação, na especialidade de Psicologia da Educação pela Universidade Minho Braga Portugal. É Professor Assistente, efetivo a tempo integral no Instituto Superior de Ciências da Educação do Sumbe. E-mail: [niembaa@yahoo.com](mailto:niembaa@yahoo.com)



## ABSTRACT

This article presents the results obtained in research carried out among 11th grade students at the São Francisco de Assis de Negage School Complex (Uíge), regarding the application of Faraday's Laws in solving problems involving series electrolysis. The objective was to present a methodological proposal based on algorithmic steps that aims to solve problems involving series electrolysis. This proposal was conceived based on the difficulties identified by students in this class, through the application of a diagnostic test. After this observation, the assumption was made that the application of a methodological proposal based on algorithmic steps would facilitate the resolution of problems involving series electrolysis. This assumption was the basis for carrying out a set of experimental classes with the application of the elaborate methodological proposal, culminating in the application of a prognostic test, which allowed the initial assumption to be validated, given the significant difference between the results of the two tests, determined through analysis. Of growth and the Hake index. For its development, theoretical, empirical and mathematical methods were used. Furthermore, the questionnaire survey technique was used to collect data.

**Keywords:** methodological proposal; algorithm; series electrolysis; Faraday's laws.

## INTRODUÇÃO

No nosso dia a dia, é comum utilizarmos carregadores de bateria, que são acessórios obrigatórios para carregar equipamentos eletrônicos, como celulares, computadores e rádios (Reis, 2016; Atkins & Jones, 2012). Em grandes indústrias especializadas, produzem-se vários metais, como sódio (Na), potássio (K), magnésio (Mg) e alumínio (Al), além de não-metais, como  $\text{Cl}_2$  e  $\text{O}_2$ . Também são produzidas substâncias úteis, como hidróxido de sódio (NaOH) e ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), e realiza-se a deposição de finas películas de metais sobre peças metálicas para embelezar e valorizar muitos objectos de uso diário como talheiros, anéis e moedas. Esta ostentação só é possível graças o processo da electrólise (Boni & Goldano, 2007; Coelho A. L., 2015). Em 1833, Faraday quantifica a electrólise em duas leis, estas relacionam a massa do metal produzido durante a electrólise, ajudando assim, os especialistas prever a partir de cálculos as massas dos metais produzidos durante a electrólise (Feltre, 2004; Bosquinha, s.d; Bastos, Rodrigues, & Souza, 2011).

No subsistema de ensino geral em Angola, o tema que trata sobre a electrólise consta no programa de Química da 11ª classe, no Tema C – Electroquímica e no subtema C5 – Leis de Faraday. E é leccionada no II trimestre, cujo objectivo geral deste tema é caracterizar reacções de oxidação – redução em relação com a corrente eléctrica (Programas de Química - 10ª, 11ª e 12ª classes , 2012). Apesar da presença do tema no programa referenciado, a aprendizagem desta temática tem sido um ponto de muitas dificuldades para diversos alunos do Ensino Médio. E os alunos da Província do Uíge, particularmente os do Complexo escolar São



Francisco de Assis – Negage, não fogem desta realidade (Sartori, Santos, Trench, & Fatibello-Filho, 2012; Sperandio, 2019; Dias, 2020).

As principais dificuldades constatada estão ligadas a resolução de problemas envolvendo electrólise em série, pois os mesmos desconhecem a expressão matemática que representa a 2ª lei de Faraday e não conseguem aplicar a relação de igualdade transitiva na expressão matemática que representa a 2ª lei de Faraday quando o problema envolve mais de dois (2) metais. Com base esta situação, formulou-se a seguinte questão:

Como mediar a aprendizagem dos alunos no estudo da electrólise?

Com vista a responder a questão precedente, primou-se na suposição segundo a qual, a aplicação de uma proposta metodologica baseada em passos algorítmicos, facilitaria os alunos resolver problemas envolvendo electrólise em série; daí que ao longo do artigo reflectiu-se em torno do impacto da proposta elaborada relativamente a aprendizagem dos alunos no que tange à resolução de problema envolvendo electrólise em série conforme discutido ao longo da pesquisa desenvolvida cujo objectivo prendeu-se na apresentação de uma proposta metodologica baseada em passos algorítmicos que visa a resolução de problemas envolvendo electrólise em série.

## **REVISÃO BIBLIOGRÁFICA**

### **Reacção de oxidação e redução**

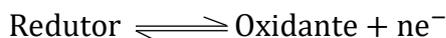
São inúmeros processos químicos e bioquímicos que envolvem a transferência de electrões. Por exemplo, o uso de pilhas e baterias para produzir electricidade em aparelhos de uso quotidiano, a deterioração de alguns objectos metálicos devido à corrosão e até mesmo, em processos vitais como a respiração e a produção de energia para as células. Em todas essas transformações ocorre transferência de electrões entre as espécies químicas e são denominadas reacções de oxirredução ou reacções redox (Sardella, 2003; Marques & Magnoni, 2016).

#### **◆ Oxidação**

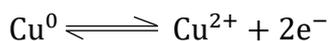
Antigamente a palavra oxidação era empregada pelos químicos para designar a reacção com o oxigénio ou com perda de hidrogénio (Oxigenação, desidrogenação). Mas, actualmente, oxidação é entendida como sendo o fenómeno em que uma espécie química perde um ou mais electrões aumentando o seu número de oxidação (Vogel, 1905; Reis, 2016). E a espécie que sofre esse fenómeno é chamado agente redutor (Borges & Alves, 2017).



Equação genérica:



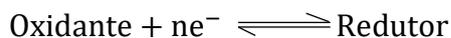
Por exemplo, a equação a baixo mostra que o elemento cobre passou de  $\text{Cu}^0$  para  $\text{Cu}^{2+}$ , quer dizer que perdeu 2 electrões, assim ele é um agente redutor.



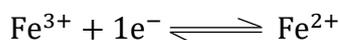
#### ♦ Redução

Ao contrário da oxidação historicamente a redução era considerada um processo no qual o oxigénio é removido ou é aceitação de hidrogénio (desoxigenação, hidrogenação). Mas, actualmente, a redução é entendida como sendo todo fenómeno químico em que envolve ganho de electrões com diminuição do número de oxidação de uma determinada substância (Chang & Goldsby, 2013). E a espécie que sofre esse fenómeno é chamado agente oxidante (Bosquinha, s.d).

Equação Genérica:



Por exemplo a equação a baixo mostra que o ião ferro passou de  $\text{Fe}^{3+}$  para  $\text{Fe}^{2+}$ , quer dizer que ganhou 1 electrão, assim ele é um agente oxidante.



### Electroquímica

A matéria é composta de partículas electricamente carregadas, portanto não é surpreendente que seja possível converter energia química em energia eléctrica e vice-versa. O estudo destes processos de interconversão é uma parte importante da electroquímica, cujo objecto de estudo é a relação entre energia eléctrica e transformação química, ou seja, a electroquímica é a parte da química que estuda as reacções químicas que produzem corrente eléctrica ou são produzidas pela corrente eléctrica (Russell, 1994; Feltre, 2004; Atkins & Jones, 2012).

Há dois casos de particular interesse para a electroquímica, o primeiro deles é o emprego controlado de reacções espontâneas de óxido-redução para gerar corrente eléctrica (pilhas e baterias) também se denomina cela (ou célula) galvânica (ou voltaica) e o segundo caso de interesse da electroquímica é o uso da corrente eléctrica (gerada, por exemplo, por uma cela galvânica) para forçar a ocorrência de uma reacção de óxido-redução que não ocorre



espontaneamente, esse processo é denominado electrólise, e o dispositivo em que esse processo ocorre são chamados de cela electrolítica (Bastos, Rodrigues, & Souza, 2011; Ed.D, 2008).

A combinação das celas galvânicas e electrolíticas resulta em uma única cela denominada cela electroquímica (Fogaça, 2022).

### Electrólise e Leis de Faraday

Diferentemente das reacções redox espontâneas em que há conversão da energia química em energia eléctrica, electrólise (do grego: *elektron*, “electricidade”, e *lysis*, “decomposição”) é o processo no qual a energia eléctrica é usada para provocar uma reacção química não espontânea (Feltre, 2004). Esse processo é realizadas em cubas electrolíticas, nas quais a corrente eléctrica é produzida por um gerador (pilha) (Brown L. B., 2004; Borges & Alves, 2017). Uma cuba electrolítica é formada por dois electrodos o ânodo (pólo positivo) e o cátodo (pólo negativo) mergulhados em uma solução aquosa ou solvente contendo iões, conhecida como electrólito, e ainda por uma fonte externa que fornecerá energia a essa célula, produzindo reacções de oxidação e redução não espontâneas nos eletrodos (Marques & Magnoni, 2016). À medida que energia eléctrica é fornecida por uma fonte, electrões percorrem o circuito eléctrico, passando do ânodo, onde ocorrerá a oxidação, para o cátodo, onde ocorrerá a redução, por um fio externo (Sartori, Santos, Trench, & Fatibello-Filho, 2012).

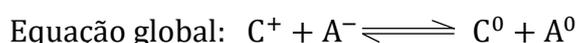
Como por exemplo, considera que CA seja a substância a ser electrolisada onde  $C^+$  seja o catião que se deposita ao pólo negativo (Cátodo), ocorrendo assim uma reacção catódica (redução).



E,  $A^-$  seja o anião que se deposita ao pólo positivo (ânodo), ocorrendo assim uma reacção anódica (oxidação).



Estabelecendo a igualdade entre o número de electrões perdidos e recebidos e somando as semi-reacções, obtemos a reacção global da electrólise:





Durante o processo de electrólise, o ânodo da cuba electrolítica é ligado ao polo positivo do gerador, e o cátodo é ligado ao pólo negativo desse gerador, o qual, ao ser accionado, produz uma ddp (diferença de potencial) suficiente para provocar uma reacção de oxi-redução nas substâncias presentes na cuba electrolítica (Feitosa, Barbosa, & Forte, 2016). Por isso, é necessário que haja iões livres na cuba electrolítica; essa exigência permite classificar o processo de electrólise em dois tipos que são a ígnea e aquosa (Arini, Santos, & Torres, 2020).

#### ◆ Electrólise ígnea

A electrólise ígnea (do latim *igneus*, ardente, inflamado) é feita com a substância iónica na fase líquida (fundida), isto é na ausência de água ou seja, é o processo electroquímico de decomposição de uma substância iónica fundida por meio da passagem da corrente eléctrica (Sardella, 2003; Reis, 2016). Esse método utilizado industrialmente para a obtenção de metais alcalinos, metais alcalinos terrosos, alumínio e halogénios na forma de substâncias simples (Dias, 2020).

Por exemplo, a electrólise ígnea do cloreto de sódio,  $\text{NaCl}_{(s)}$ . Na temperatura de  $808^{\circ}\text{C}$ , o cloreto de sódio passa para a fase líquida



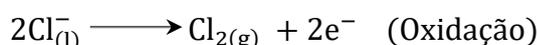
O cloreto de sódio líquido dissocia-se em iões  $\text{Na}_{(l)}^{+}$  e  $\text{Cl}_{(l)}^{-}$  passam a ter liberdade de movimento.

Para Reis (2016), quando ligamos o gerador de corrente contínua, ocorrem os seguintes fenómenos:

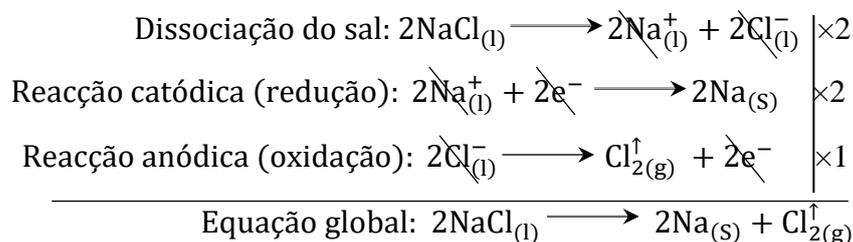
- ◆ Os catiões  $\text{Na}_{(l)}^{+}$  migram para o cátodo, polo negativo, onde cada catião recebe um electrão, sofrendo descarga e se transformando em sódio metálico,  $\text{Na}_{(s)}$ . O metal fica depositado na superfície do cátodo, podendo ser recolhido em um reservatório adaptado:



- ◆ Os aniões  $\text{Cl}_{(l)}^{-}$  migram para o ânodo, polo positivo, onde cada anião doa um electrão, sofrendo descarga e se transformando em átomos de cloro, que imediatamente se combinam dois a dois para formar moléculas de cloro  $\text{Cl}_{2(g)}$ .

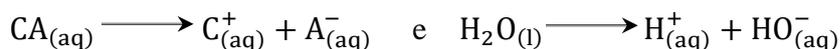


A equação global da electrólise é fornecida pela soma de todas as equações parciais:

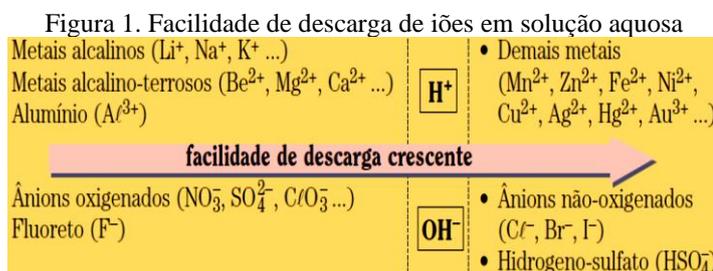


#### ◆ Electrólise aquosa

Electrólise aquosa é toda reacção química provocada pela passagem de corrente eléctrica através de uma solução aquosa de um electrólito, ou seja, é aquela em que a electrólise é realizada com uma substância dissolvida em água (Peruzzo & Canto, 2003; Bosquinha, s.d). Nesse tipo de electrólise deve-se considerar não só os iões provenientes do soluto, mas também os da água, pois em solução aquosas, existem em baixa quantidade os iões ( $\text{HO}^-$  e  $\text{H}^+$ ) provenientes da autoionização da água e que podem competir com os iões dos eletrólitos (soluto), no processo de oxirredução (Daltamar & Blanch, 2007; Ed.D, 2008). Assim, tem-se:



Para Atkins e Jones (2012); Marques e Magnoni (2016) cada tipo de ião existente no processo exige uma voltagem adequada para descarregar-se, isso quer dizer que a transformação gera uma espécie sem carga (eletricamente neutra). De maneira geral, quanto menos reactivo for o ião, mais baixa será a voltagem necessária para que ele sofra descarga, isto é o ião menos reativo se descarrega primeiro (Dantas & Ramalho, 2004). Para saber com mais precisão qual ião tem maior tendência para reagir no cátodo ou no ânodo, é preciso consultar uma tabela, construída a partir de resultados experimentais, a qual evidência a facilidade de descarga dos iões, cf a figura 1.



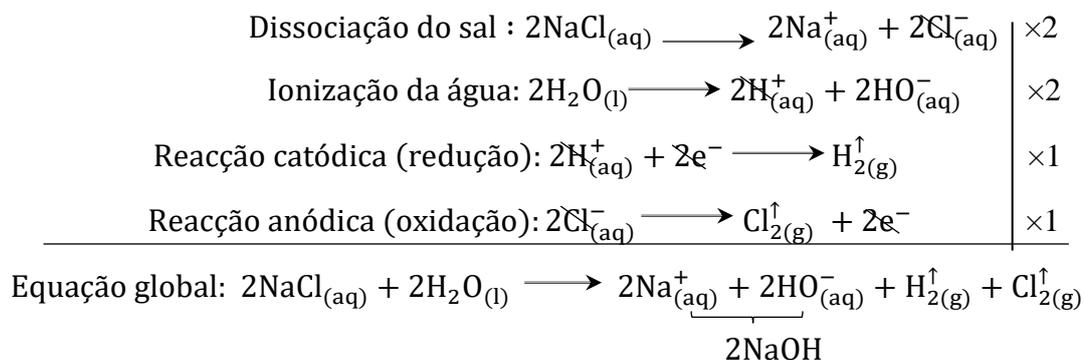
Fonte: (Usberco & Salvador, 2002, p. 374)

Segundo Reis (2016), há diferentes possibilidades de ocorrer electrólise aquosa, dependendo da facilidade de descarga dos iões envolvidos. Por exemplo, quando o cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ) é dissolvido em água o mesmo dissocia-se formando um catião mais reactivo que o protão e um anião menos reactivo que o ião hidróxila (Brown & *at al*, 2016). Quando o gerador é ligado ao sistema, acontecem os seguintes fenômenos:



- ◆ Na solução há cátions  $H^+$  e  $Na^+$ , sabemos que o íon  $H^+$  será atraído pelo cátodo mais facilmente do que o íon  $Na^+$ . Para confirmar esse fenômeno, além dos dados fornecidos pelo esquema acima, podemos verificar que o potencial de redução da água é maior que o potencial de redução do cátion  $Na^+$  e, por esses motivos, haverá a formação de gás hidrogênio e não de sódio metálico no cátodo;
- ◆ No ânodo, há os íons  $Cl^-$  e  $HO^-$ , que podem ser oxidados. Com base nos dados da tabela mencionada (ou pelo esquema acima), verifica-se que o íon  $Cl^-$  é mais reativo que o  $HO^-$ , neste caso descarrega-se primeiro formando o gás cloro.

A equação global, que representa o processo de electrólise aquosa do cloreto de sódio, é dada por



O processo de electrólise é amplamente utilizados, tanto em laboratórios como nas indústrias Químicas. Por exemplo, em laboratório é usado quando se quer avaliar a quantidade de um certo cátion existente em uma solução, electrolisando e pesando o metal resultante que fica depositado no cátodo (Sperandio, 2019; Arini, Santos, & Torres, 2020). Já nas industriais segundo (Peruzzo & Canto, 2003; Reis, 2016; Santos, Porto, & Kiouranis, 2020) a electrólise é amplamente usado nos processos de:

- ◆ Galvanoplastia que consiste em revestir a superfície de uma peça metálica com uma fina camada de outro metal, por meio da electrólise aquosa de seu sal, este processo é muito utilizado para revestir anéis, brincos, pulseiras, correntes, relógios, tornando-as mais valiosos e bonitas já que, muitas vezes, elas passam a ter a mesma aparência de metais nobres cobiçados (como prata e ouro);
- ◆ Anodização que consiste em resguardar certos metais contra a corrosão ou é a formação de uma camada protectora superficial de um óxido do próprio metal;



- ◆ Obtenção de substâncias de interesse como metais alcalinos, metais alcalinos terrosos, halogênios, substâncias compostas, como hidróxido de sódio (NaOH), hipoclorito de sódio (NaClO) e ácido clorídrico (HCl);
- ◆ Purificação ou refino electrolítico de vários metais, como o cobre, o zinco, o chumbo.

Em 1834 o cientista inglês Michael Faraday (1791-1867), ao pesquisar a influência da corrente eléctrica nas reacções de electrólise, concluiu que a quantidade de produto formado (ou reagente consumido) pela electrólise é directamente proporcional à carga que flui pela cuba electrolítica. Assim, Faraday formulou algumas regras gerais para a electrólise que são conhecidas actualmente como leis da electrólise, ou ainda leis de Faraday (Pilla, 2010; Atkins & Jones, 2012). Faraday nas suas investigações tratou de duas leis:

A primeira lei diz que, a massa,  $m$ , de uma substância, formada ou transformada numa electrólise, é directamente proporcional à carga eléctrica,  $Q$ , que atravessa que circula na solução contida na célula electrolítica (Reis, 2016).

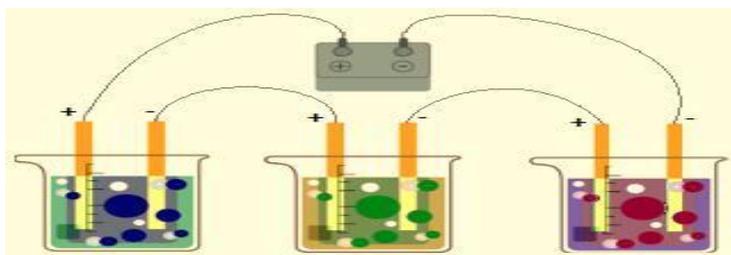
$$m = K' \times Q \Rightarrow m = K' \times i \times \Delta t \quad (\text{equação 1})$$

A segunda lei diz que, as massas de diferentes substâncias produzidas nos eléctrodos sob a mesma quantidade de carga eléctrica são proporcionais aos seus equivalentes gramas ( $E$ ) (Sardella, 2003).

$$\frac{m_1}{E_1} = \frac{m_2}{E_2} = \frac{m_3}{E_3} = \dots = \frac{m_n}{E_n} \quad (\text{equação 2})$$

Esta lei aplica-se em problemas que envolvem electrólise em série, nesse processo os eléctrodos de várias cubas electrolíticas são conectados de forma intercalada (o cátodo de uma cuba electrolítica liga-se ao ânodo da outra cuba electrolítica e assim sucessivamente), a corrente eléctrica é proveniente de um único gerador (Fogaça J. R., 2018; Dias, 2020).

Figura 2. Esquema de electrólise em série com três cubas interligadas



Fonte: (Fogaça, 2018)

O ensino dessas leis, especialmente a segunda lei, não tem sido das melhores, pois os estudantes têm encarado esse assunto como muito difícil. Essa situação tem levado muitos professores do ensino geral, principalmente, a não lecionarem essa temática devido à



complexidade que alguns têm mencionado em suas abordagens. Por outro lado, os que lecionam também têm encontrado dificuldades, pois a maior parte dos manuais e livros utilizados não apresenta de forma estratégica os procedimentos que facilitam a resolução de problemas envolvendo eletrólise em série. Por exemplo, o manual do aluno da 11<sup>a</sup> classe, na página 113 aborda o tema da eletrólise, mas infelizmente não traz conteúdos que mostra de forma ampla as leis de Faraday. Devido a esse fato, os professores recorrem a outros livros, e a maior parte deles apresenta um modo de resolução que tem complicado os alunos, que é a via estequiométrica ou pela equação matemática que resume as duas leis de Faraday (Dias, 2020; Arini, Santos, & Torres, 2020; Américo, 2021).

Como se referem (Gerhardt e Silveira, 2009; Gil, 2008; Marconi e Lakatos, 2003; Zassala, 2012; Prodanov e Freitas, 2013) apud (Américo & Pedro, 2024) elaborar propostas metodológicas que visam a resolução de problemas, é abrir um novo caminho para o desenvolvimento com sucesso do processo de ensino-aprendizagem, pois, ela facilita a resolução.

Fruto das dificuldades que os alunos enfrentam na resolução de problemas envolvendo eletrólise em série, os autores deste artigo realizaram uma reflexão profunda sobre essa situação, e com a intenção de contribuir para a resolução desse problema, foi elaborada uma proposta metodológica baseada em um algoritmo, que se apresenta em quatro (4) passos sequenciados da seguinte maneira:

**1º Passo:** Extrair os dados e a incógnita do problema

Depois de ler e analisar o problema, identificam-se as diferentes cubas eletrolíticas onde ocorrem as reações redox. Em cada cuba eletrolítica, extraem-se os dados, começando por escrever a equação da reação que acontece no cátodo. Em seguida:

- ◆ O número de elétrons ganhos pelo metal durante a sua redução;
- ◆ As massas molares dos referidos metais. Caso não estejam expressas no exercício, deve-se consultar a tabela periódica e, se necessário, a massa de um dos metais;
- ◆ Caso necessário, calcular a carga elétrica (Q) utilizando a fórmula:

$$Q = i \times \Delta t, \text{ Ou ainda } Q = nxF$$

Com, I: intensidade da corrente em Ampere (A) que travessa a célula eletrolítica; t: tempo de eletrólise em segundo (s); x: número de elétrons ganhos pelo metal durante a sua redução; n: quantidade de substância (mol); F: Constante de Faraday que equivale (96500 C/mol).

- ◆ A questão do problema (Incógnita).



**2º Passo:** Escrever a fórmula que expressa a 2ª lei de Faraday

Genericamente a fórmula é dada por:

$$\frac{m_A \times A}{M_m(A)} = \frac{m_B \times B}{M_m(B)} = \frac{m_C \times C}{M_m(C)} = \dots = \frac{m_N \times N}{M_m(N)}$$

Onde: m: Indica a massa do metal (g),  $M_m$ : massa molar em (g/mol) e os índices (A, B, C, ..., N): indicam as fórmulas químicas dos metais ou as cubas que contêm os metais.

Dependendo do número de cubas, a fórmula genérica que expressa a 2ª lei de Faraday é escrita das seguintes maneiras:

Se forem duas cuba:

$$\frac{m_A \times A}{M_m(A)} = \frac{m_B \times B}{M_m(B)}$$

Se forem três cuba:

$$\frac{m_A \times A}{M_m(A)} = \frac{m_B \times B}{M_m(B)}$$

**Nota:** Na ausência da massa dos metais, após escrever a fórmula da 2ª lei de Faraday, calcula-se a massa de um dos metais utilizando a fórmula:

$$m = \frac{M_m \times Q}{x F}$$

**3º Passo:** Substituir os valores das variáveis conhecidas na fórmula a usar e aplicar o cálculo

Quando há apenas duas cubas, basta substituir os dados na fórmula e realizar os cálculos. Entretanto, se houver três ou mais cubas, a substituição deve ser feita na fórmula e, em seguida, aplica-se a propriedade da relação de igualdade transitiva. Somente depois disso é que se realizam os cálculos. Por exemplo, no caso de três cubas, temos:

$$\frac{m_A \times A}{M_m(A)} = \frac{m_B \times B}{M_m(B)} = \frac{m_C \times C}{M_m(C)}$$

Aplicando a propriedade da relação de igualdade transitiva, escreve-se:

$$\frac{m_A \times A}{M_m(A)} = \frac{m_B \times B}{M_m(B)} \quad \text{ou} \quad \frac{m_A \times A}{M_m(A)} = \frac{m_C \times C}{M_m(C)}$$

**4º Passo:** Interpretar o resultado obtido após o cálculo.

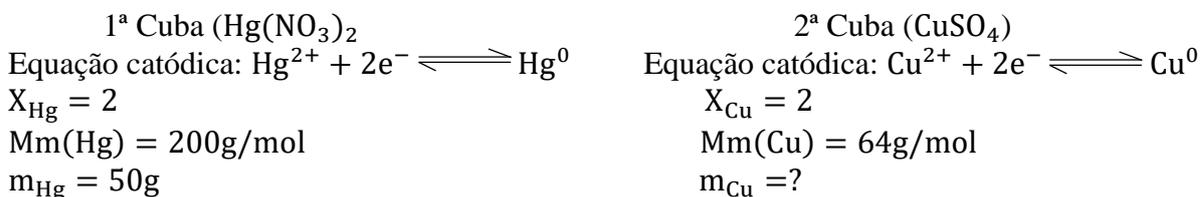
Depois de aplicar os cálculos, a resposta numérica obtida deve ser interpretada para esclarecer o significado dessa resposta.

### Exemplos ilustrativos

1. Na electrólise com (eléctrodos inertes), em série de soluções aquosas de  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{CuSO}_4$ , foram formados 50g de mercúrio metálico no cátodo da primeira cuba: Determine a massa de cobre depositada na segunda. (Dados:  $M_m(\text{Hg}) = 200\text{g/mol}$ ;  $M_m(\text{Cu}) = 64\text{g/mol}$ ).



1º Passo: Extrair os dados e a incógnita do problema



2º Passo: Escrever a fórmula que expressa a 2ª lei de Faraday. Tendo dois metais, fica:

$$\frac{m_{\text{Cu}} X_{\text{Cu}}}{M_m(\text{Cu})} = \frac{m_{\text{Hg}} X_{\text{Hg}}}{M_m(\text{Hg})}$$

3º Passo: Substituir os valores das variáveis conhecidas na fórmula a usar e aplicar o cálculo

$$\frac{m_{\text{Cu}} \times 2}{64\text{g/mol}} = \frac{50\text{g} \times 2}{200\text{g/mol}} \Rightarrow m_{\text{Cu}} = \frac{64\text{g/mol} \times 50\text{g} \times 2}{200\text{g/mol} \times 2} \Rightarrow m_{\text{Cu}} = \frac{6400\text{g}}{400} \Rightarrow m_{\text{Cu}} = 16\text{g}$$

4º Passo: Interpretar o resultado obtido depois do cálculo

R: A massa do cobre que se deposita no cátodo da segunda cuba é de 16g

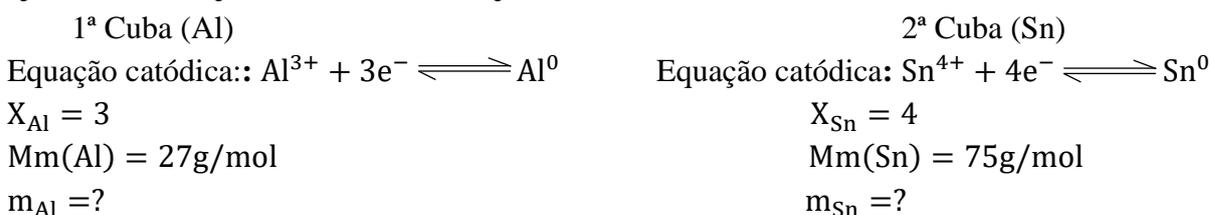
2. Calcule as massas de alumínio e de estanho depositadas durante um processo de electrólise em série a uma corrente de 5A, durante 1horas (Dados:  $M_m(\text{Zn}) \cong 65\text{g/mol}$  e  $M_m(\text{Cu}) = 63,5\text{g/mol}$ ).

Dados

$$i = 5\text{A}$$

$$\Delta t = 1\text{h} \Rightarrow \Delta t = 1 \times 3600\text{s} \Rightarrow \Delta t = 3600\text{s}$$

$$Q = i \times \Delta t \Rightarrow Q = 5\text{A} \times 3600\text{s} \Rightarrow Q = 18000\text{C}$$



Solução

Na ausência da massa dos metais, calcula-se a massa de um dos metais. Neste caso, calculando a massa de Alumínio, temos:

$$m(\text{Al}) = \frac{M_m \times Q}{xF} \Rightarrow m(\text{Al}) = \frac{27 \times 18000}{3 \times 96500} \Rightarrow m(\text{Al}) = \frac{486000}{289500} \Rightarrow m(\text{Al}) \cong 1,68\text{g}$$

Para o Estanho temos:

$$\frac{m_{\text{Sn}} X_{\text{Sn}}}{M_m(\text{Sn})} = \frac{m_{\text{Al}} X_{\text{Al}}}{M_m(\text{Al})} \Rightarrow \frac{m_{\text{Sn}} \times 4}{75\text{g/mol}} = \frac{1,68\text{g} \times 3}{27\text{g/mol}} \Rightarrow m_{\text{Sn}} = \frac{1,68\text{g} \times 3 \times 75\text{g/mol}}{27\text{g/mol} \times 4} \cong 3,50\text{g}$$

R: As massas de alumínio e de estanho depositadas durante um processo a uma corrente de 5A, durante 1hora, são aproximadamente 1,68 e 3,48 gramas



3- Três cubas electrolíticas A, B e C estão ligadas em série, a cuba A contém solução de  $\text{CuSO}_4$  a cuba B contém solução de  $\text{AgNO}_3$  e a cuba C contém solução de  $\text{KMnO}_4$ . Determine, as massas de Cu, Ag e de K depositadas se a carga eléctrica for de 1500C.

Dados

$$Q = 1500C$$

1ª Cuba ( $\text{AgNO}_3$ )



$$X_{\text{Ag}} = 1$$

$$M_m(\text{Ag}) = 65\text{g/mol}$$

$$m_{\text{Cu}} = ?$$

3ª Cuba ( $\text{KMnO}_4$ )

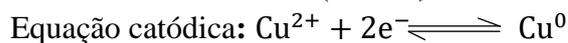


$$X_{\text{K}} = 1$$

$$M_m(\text{K}) = 39\text{g/mol}$$

$$m_{\text{K}} = ?$$

2ª Cuba ( $\text{CuSO}_4$ )



$$X_{\text{Cu}} = 2$$

$$M_m(\text{Cu}) = 64\text{g/mol}$$

$$m_{\text{Cu}} = ?$$

Solução

Na ausência da massa dos metais, calcula-se a massa de um dos metais. Neste caso, calculando a massa da prata, temos:

$$m(\text{Ag}) = \frac{M_m \times Q}{xF} \Rightarrow m(\text{Ag}) = \frac{108\text{g/mol} \times 1500C}{1 \times 96500C/\text{mol}} \Rightarrow m(\text{Ag}) = \frac{162000\text{g}}{96500} = 1,68\text{g}$$

Sendo três metais contidos nas cubas:

$$\frac{m_{\text{Ag}} \times X_{\text{Ag}}}{M_m(\text{Ag})} = \frac{m_{\text{Cu}} \times X_{\text{Cu}}}{M_m(\text{Cu})} = \frac{m_{\text{K}} \times X_{\text{K}}}{M_m(\text{K})} \Rightarrow \frac{1,68 \times 1}{108} = \frac{m_{\text{Cu}} \times 2}{64} = \frac{m_{\text{K}} \times 1}{39}$$

Aplicando a propriedade da relação de igualdade transitiva. Assim, temos:

$$\frac{1,68\text{g} \times 1}{108\text{g/mol}} = \frac{m_{\text{Cu}} \times 2}{64\text{g/mol}} \Rightarrow m_{\text{Cu}} = \frac{64\text{g/mol} \times 1,68\text{g} \times 1}{108\text{g/mol} \times 2} \Rightarrow m_{\text{Cu}} = \frac{107,5\text{g}}{216} = 0,5\text{g}$$

Para o Potássio

$$\frac{1,68\text{g} \times 1}{108\text{g/mol}} = \frac{m_{\text{K}} \times 1}{39\text{g/mol}} \Rightarrow m_{\text{K}} = \frac{39\text{g/mol} \times 1,68\text{g} \times 1}{108\text{g/mol} \times 1} \Rightarrow m_{\text{K}} = \frac{65,5\text{g}}{108} \Rightarrow m_{\text{K}} = 0,6\text{g}$$

R: As massas de Cu, Ag e de K depositadas se a carga eléctrica for de 1000C é 0,5; 1,68 e 0,6 gramas.

## METODOLOGIA

A pesquisa foi realizada no Complexo Escolar São Francisco de Assis de Negage, localizado no centro da sede do município de Negage, na província do Uíge (Angola). Contou



com a participação de quarenta (40) alunos da 11ª classe do curso de Ciências Físicas e Biológicas, referente ao ano letivo de 2021/2022.

A pesquisa seguiu cinco etapas, a saber:

1ª Amostragem: consistiu em definir a amostra da pesquisa, que, no nosso caso, foi composta por 40 alunos;

2ª Aplicação do Diagnóstico: Nesta etapa, avaliou-se o estado cognitivo dos alunos em relação ao tema em questão. Infelizmente, os dados apurados e analisados não foram satisfatórios;

3ª Ensaio Metodológico: Foram preparadas e ministradas aulas utilizando procedimentos didáticos, como planos de aula e outros recursos didáticos. Durante as aulas, apresentou-se aos alunos e professores a proposta metodológica elaborada, aplicou-se na resolução de alguns problemas envolvendo electrólise em série;

4ª Aplicação do Prognóstico: serviu para verificar o impacto da proposta metodológica elaborada em relação à superação das dificuldades apresentadas pelos alunos;

5ª Tratamento de Resultados.

Relativamente à modalidade da pesquisa, dizer que quanto ao objectivo, a pesquisa é descritiva, pois descreve o impacto da proposta metodológica elaborada na melhoria da qualidade do processo de ensino e aprendizagem da electrólise em série. Em relação à abordagem, trata-se de uma pesquisa quantitativa, pois os resultados obtidos da coleta de dados foram quantificados; isto é, foram traduzidos em números para classificá-los e analisá-los por meio do uso de técnicas estatísticas descritivas e do grau normalizado de Hake. Em relação aos procedimentos, utilizou-se a pesquisa bibliográfica para fundamentar teoricamente e compreender a visão de outros autores sobre o tema em questão. Já os métodos empregados ao longo da pesquisa foram teóricos, empíricos e matemáticos.

## **RESULTADOS E DISCUSSÃO**

Como reflexo do estado cognitivo dos alunos inquiridos antes e depois da aplicação da proposta metodológica desenvolvida nesta pesquisa, fez-se uma breve análise dos dados coletados em cada uma das sessões através do parâmetro estatístico de crescimento e ganho de Hake, o qual corresponde à diferenciação das respostas certas entre os testes prognóstico e diagnóstico em termos absoluto e percentual, conforme apresentado pela da tabela nº 1.



**Tabela 1.** Crescimento e ganho normalizado de Hake

Questões	Teste diagnóstico (X)		Teste prognóstico (Y)		Crescimento (Y - X)	Ganho de Hake $\langle g \rangle = \frac{\% \langle Y \rangle - \% \langle X \rangle}{100 - \% \langle X \rangle}$	Observação de ganho de Hake
	Certa	%	Certa	%			
<b>1</b>	0	0	40	100	40	1	Alto Ganho
<b>2</b>	11	27,5	34	85	23	0,8	Alto Ganho
<b>3</b>	11	27,5	24	60	23	0,4	Médio
<b>4</b>	2	5	22	55	20	0,5	Médio
<b>Média</b>	6	15	30	75	24	0,7	Alto Ganho

Fonte. Própria

Nesta conformidade, com base aos dados descritos na tabela, atendendo as normas de interpretação do crescimento e ganho de Hake, sendo que o crescimento representa um ganho de aprendizagem considerável quando é positivo, um retrocesso na aprendizagem no caso de ser negativo ou não exerce nenhuma influência no caso de ser nulo (Oliveira B. R., 2015; Borges A. I., 2008; Santos, 2019) apud (Américo & Pedro, 2024); enquanto o ganho normalizado de Hake representa um impacto positivo na aprendizagem dos alunos se for maior ou igual a 0,7 (Cantão, 2017; Ramalho, 2019); tal como demonstram os dados tabelados acima. De modo geral, os resultados obtidos constituíram evidências negativas sobre o conhecimento adquirido pelos alunos em relação à resolução de problemas envolvendo eletrólise em série. Algumas dessas evidências são provocadas pelos próprios professores, pois muitos deles não têm domínio profundo do tema, não explicam adequadamente e não desenvolvem metodologias que facilitem a compreensão do conteúdo pelos alunos (Púcuta, 2024). Quando se utilizam novas metodologias nas aulas de Química, o processo de ensino-aprendizagem torna-se mais prazeroso para o aluno, pois ele consegue entender o que está sendo proposto na sala (Souza e Mesquita, 2011) apud (Púcuta, 2024). Portanto, os resultados obtidos nesta pesquisa demonstram a necessidade de propor uma metodologia que contribua para o ensino dessa temática e, a metodologia que se apresentou neste artigo é adequada e pode ser útil para este nível de ensino.

## CONCLUSÕES

As atividades desenvolvidas nos permitiram compreender as reais dificuldades apresentadas pelos alunos da 11ª classe em relação à resolução de problemas envolvendo



eletrólise em série. Essas dificuldades são fruto do pouco domínio dos conteúdos por parte de certos professores e do fato de haver poucas metodologias relacionadas ao ensino dessa temática. Visto que até o manual da 11ª classe traz consigo poucas informações relacionadas à eletrólise, outro fator a ser considerado é a interdisciplinaridade; os alunos demonstraram pouco domínio das bases matemáticas. Diante dessas situações, ficou evidente que os fatores educacionais e pedagógicos são fundamentais para dar suporte às dificuldades enfrentadas pelos alunos no seu dia a dia. Por isso, novas estratégias podem influenciar positivamente seu desenvolvimento. Portanto, a proposta metodológica elaborada mostrou-se eficiente no ensino dessa temática neste nível de ensino e pode ser implementada.

### **REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS**

- Américo, J. J., & Pedro, I. d. (22 de Janeiro de 2024). Alternativa para determinação do número de ligações químicas do tipo dativas em compostos inorgânicos . KULONGESA - TES (Tecnologia - Educação - Sustentabilidade). Publicação trimestral. ISSN 2707 - 353X, pp. 160 - 170.
- Arini, G. S., Santos, I. V., & Torres, B. B. (31 de 8 de 2020). Uma abordagem de ensino ativo em um experimento de eletrólise. Relatos de Sala de Aula, pp. 172-182.
- Atkins, P., & Jones, L. (2012). Princípios da química questionando a vida moderna e o meio ambiente (5ª ed.). Porto Alegre: Bookman.
- Bastos, A. C., Rodrigues, E. M., & Souza, J. P. (2011). Físico-química. UFPA Belém.
- Boni, & Goldano. (2007). Introdução a Química Geral . Porto Alegre: Tchê Química.
- Bosquinha, G. (s.d). Minimanual de Química Teoria e Prática (2ª ed.). São Paulo: RIDEEL.
- Brown, T., & at al. (2016). Química Ciência Central (13ª ed.). São Paulo: Pearson.
- Carvalho, F. D. (2010). Química Geral. São Paulo: Santa Teresa.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). QUÍMICA (11ª edição ed.). Porto Alegre: McGraw-Hill.
- Coelho, A. L. (2015). Química Inorgânica Descritiva. Fortaleza : EdUECE.
- Daltamar, M., & Blanch. (2007). Química Geral Fundamentos.
- Dantas, M. d., & Ramalho, M. D. (2004). Jogo de Partículas Química 11º Ano (1ª ed.). TEXTO EDITORES, LDA.
- Dias, D. L. (18 de Agosto de 2020). Dicas para cálculos na Eletrólise. Obtido de Alunos Online: <https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/leis-eletrolise.htm>
- Ed.D, J. T. (2008). Química para LEIGOS. Rio de Janeiro: ALTA BOOKS.
- Feltre, R. (2004). Química Geral (6ª ed., Vol. 1). São paulo: Moderna.
- Fogaça, J. R. (14 de Maio de 2018). Eletrólise em série. Obtido em 23 de Agosto de 2021, de PreParaEnem: <https://www.preparaenem.com/quimica/eletrolise-serie.htm>



- Marques, A. F., & Magnoni, M. d. (2016). Ciências da Natureza. São Paulo: Cultura Acadêmica.
- Ministério da Educação. (2012). Programas de Química - 10<sup>a</sup>, 11<sup>a</sup> e 12<sup>a</sup> classes . Luanda: INIDE. Obtido em 7 de Dezembro de 2024
- Peruzzo, F. M., & Canto, E. L. (2003). Química na abordagem do cotidiano (3<sup>a</sup> ed., Vol. 2). São Paulo: Moderna.
- Pilla, L. (2010). Físico-química II: Equilíbrio entre fases, soluções líquidas e electroquímica. Rio grande do Sul, Brasil: UFRGS.
- Púcuta, M. J. (15 de Junho de 2024). Aplicação dos números complexos na resolução das equações do 2<sup>o</sup> grau na 11<sup>a</sup> classe no magistério de cabinda. REVISTA EDUCAÇÃO EM PÁGINAS, pp. 2-16.
- Ramalho, R. d. (2019). O ensino de cinemática apoiado na metodologia peer instruction para alunos de eja. Universidade Federal do Amazonas, Departamento Física, Brasília .
- Reis, M. (2016). Química - Ensino Médio (2<sup>a</sup> ed.). São Paulo: Ática.
- Russell, J. B. (1994). Química Geral (2<sup>a</sup> ed., Vol. 1). São Paulo: Pearson Editora.
- Santana, G. P. (2015). Equilíbrio químico. Copyright.
- Santos, M. C., Porto, P. A., & Kiouranis, N. M. (15 de 7 de 2020). Michael Faraday rumo às Leis da Eletrólise: alguns experimentos. História da Química, pp. 330-336.
- Sardella, A. (2003). Química Novo ensino Médio (5<sup>a</sup> ed., Vol. Volume Único). São Paulo : Editora Ática.
- Sartori, E. R., Santos, V. B., Trench, A. B., & Fatibello-Filho, O. (6 de 11 de 2012). Construção de Uma Célula Eletrolítica para o Ensino de Eletrólise a Partir de Materiais de Baixo Custo. p. 107.
- Sperandio, G. H. (2019). Uma proposta de ensino de eletrólise por experimentação com o uso de resíduo eletroeletrônico. Viçosa - Minas Gerais.
- Usberco, J., & Salvador, E. (2002). Química volume único (5<sup>a</sup> ed.). São Paulo: Saraiva.
- Vogel, A. I. (1905). Química analítica qualitativa (5<sup>o</sup> ed.). São Paulo: EDITORA MESTRE JÓU.



---

AUTORIA

**Júnior João Américo**

Licenciado em Ciências da Educação, na especialidade de Ensino de Química pelo Instituto Superior de Ciências da Educação do Uíge, Angola. Docente do Departamento de Ciências Exactas, Secção de Química do Instituto Superior de Ciências da Educação do Sumbe. Província do Cuanza Sul. Angola. Ministra as Unidades Curriculares de Química Geral e Química Física I, II e III.

E-mail: [juniorjoaoamerico@gmail.com](mailto:juniorjoaoamerico@gmail.com)

**Armando Niemba**

Doutor em Ciências da Educação, na especialidade de Psicologia da Educação pela Univerdade Minho Braga Portugal. É Professor Assistente, efetivo a tempo integral no Instituto Superior de Ciências da Educação do Sumbe.

E-mail: [niembaa@yahom.com](mailto:niembaa@yahom.com)

País: Angola