



INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DA PARAÍBA

CAMPUS SOUSA

DIRETORIA DE DESENVOLVIMENTO DE ENSINO

DEPARTAMENTO DE EDUCAÇÃO SUPERIOR

COORDENAÇÃO DO CURSO SUPERIOR DE LICENCIATURA EM QUÍMICA

AILTON LINHARES DA SILVA

**PROPOSTA DE EXPERIMENTO DIDÁTICO ENVOLVENDO A REMOÇÃO DE
METAIS PESADOS POR ELETRODEPOSIÇÃO**

SOUSA/PB

2022

AILTON LINHARES DA SILVA

**PROPOSTA DE EXPERIMENTO DIDÁTICO ENVOLVENDO A REMOÇÃO DE
METAIS PESADOS POR ELETRODEPOSIÇÃO**

Trabalho de Conclusão de Curso de graduação
apresentado à Coordenação do Curso Superior de
Licenciatura em Química do Instituto Federal da
Paraíba – Campus Sousa, como requisito parcial para
a obtenção do título de Licenciado em Química.

Orientador: Prof. Me. José Aurino Arruda Campos
Filho

Co-orientador: Prof. Dr. Antônio José Ferreira
Gadelha

SOUSA/PB

2022

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação

Milena Beatriz Lira Dias da Silva - Bibliotecária CRB 4/2270

Silva, Ailton Linhares da

S586p Proposta de experimento didático envolvendo a remoção de metais pesados por eletrodeposição / Ailton Linhares da Silva, 2022.

50 p.: il.

Orientador: Prof. Me. José Aurino Arruda Campos Filho.TCC
(Licenciatura em Química) - IFPB, 2022.

IFPB Sousa / BS

CDU 542:37

ATA 48/2022 - CCSLQ/DES/DDE/DG/SS/REITORIA/IFPB

CERTIFICADO DE APROVAÇÃO

Título: Proposta de experimento didático envolvendo a remoção de metais pesados por eletrodeposição .

Autor(a): Ailton Linhares da Silva.

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado ao Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia da Paraíba, Campus Sousa, como parte das exigências para a obtenção do título de Licenciado em Química.

Aprovado pela Comissão Examinadora em: 11/08/2022.

Me. José Aurino Arruda Campos Filho

IFPB – Campus Sousa / Professor Orientador

Dr. Anderson Sávio de Medeiros Simões

IFPB – Campus João Pessoa/ Examinador 1

Dr. Higo de Lima Bezerra Cavalcanti

IFPB – Campus Sousa / Examinador 2

Documento assinado eletronicamente por:

- **Jose Aurino Arruda Campos Filho**, PROFESSOR ENS BASICO TECN TECNOLOGICO, em 21/08/2022 09:40:32.
- **Higo de Lima Bezerra Cavalcanti**, PROFESSOR ENS BASICO TECN TECNOLOGICO, em 21/08/2022 12:52:31.
- **Anderson Savio de Medeiros Simoes**, PROFESSOR ENS BASICO TECN TECNOLOGICO, em 22/08/2022 08:35:39.

Este documento foi emitido pelo SUAP em 20/08/2022. Para comprovar sua autenticidade, faça a leitura do QRCode ao lado ou acesse <https://suap.ifpb.edu.br/autenticar-documento/> e forneça os dados abaixo:

Código 328204
Verificador: 7eabc0f02e
Código de Autenticação:



AGRADECIMENTOS

Agradeço a todos que me apoiaram durante essa caminhada, a minha família, amigos e colegas. Em especial quero agradecer a minha amada esposa Maria Sheila, que sempre me apoiou e me incentivou nos momentos em que o pensamento de desistir era iminente.

Meus sinceros agradecimentos a minha irmã Alecia Linhares Lima, e meu cunhado Eritiero Lima, que sempre me incentivaram durante a caminhada, que Deus retribua todo amor e carinho.

Agradeço aos professores do IFPB campus Sousa, que marcaram a minha vida acadêmica naquela instituição. A professora Patrícia Roque, pelo incentivo e amor pela profissão, ao meu co-orientador Antônio José Ferreira Gadelha, por todo apoio e incentivo, pelo amor e compromisso a profissão, meus agradecimentos.

Sou grato ao meu orientador José Aurino Arruda Campos Filho, por todo apoio e dedicação, que mesmo sem ser seu aluno, me orientou como se fosse. Por fim agradeço a Deus por todos vocês, pela vida, pelas conquistas e por seu infinito amor.

Darei graças ao Senhor por sua justiça, clamem pelo Seu nome, divulguem entre as nações o que Ele tem feito. Cantem para Ele, louvem-no, contém todos os seus atos maravilhosos. Gloriem-se no Seu santo nome, alegre-se o coração dos que buscam o Senhor. Toda honra e toda glória seja dada a Deus. (Salmos 105).

RESUMO

O presente trabalho situa como problemática compreender como a eletrodeposição contribui para a remoção de metais pesados de efluentes aquosos utilizando-se de experimentos didáticos. Como objetivo geral, propõe-se desenvolver uma proposta de experimento didático abordando os conhecimentos de eletroquímica na remoção desses metais pesados, objetiva também facilitar o ensino-aprendizagem dos conceitos de eletroquímica vistos durante o ensino médio, além de ser também uma estratégia de conscientização no tocante a contaminação e descarte incorreto de efluentes contaminados por metais pesados. O experimento didático foi elaborado e desenvolvido no laboratório do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia da Paraíba Campus-Sousa, visto que não foi possível sua aplicação nas instituições de ensino básico por consequência do isolamento social decorrente da pandemia da Covid-19. No desenvolvimento do experimento foram utilizados materiais de baixo custo e de fácil acesso, tais como: conector do tipo jacaré, pontas de grafite (comprado em papelaria), soluções de alguns sais contendo alguns metais pesados, e como fonte de eletricidade uma fonte de alimentação digital com a finalidade de controlar a tensão e a corrente elétrica durante os ensaios. Quando possível a sua aplicação, espera-se como resultados a facilitação do ensino-aprendizagem de eletroquímica através da compreensão de conceitos que são abstratos e podem ser vistos macroscopicamente através das reações químicas de oxirredução envolvidas nos experimentos. Por fim, a eletrodeposição se caracteriza como uma técnica analítica muito eficiente na diminuição da concentração dos metais pesados em efluentes aquosos, através do processo de eletrólise.

Palavras-chave: Experimentação. Ensino de Química. Eletroquímica. Eletrólise.

ABSTRACT

The present work places a problem in understanding how electrodeposition contributes to the removal of heavy metals from aqueous effluents using didactic experiments. As a general objective, it is proposed to develop a proposal for a didactic experiment approaching the knowledge of electrochemistry in the removal of these heavy metals, regarding contamination and incorrect disposal of effluents contaminated by heavy metals. The didactic experiment was designed and developed in the laboratory of the Instituto Federal de Educação, ciência e tecnologia da Paraíba Campus-Sousa, since it was not possible to apply it in basic education institutions as a result of the social isolation resulting from the Covid-19 pandemic. In the development of the experiment, low-cost and easily accessible materials were used, such as: alligator-type connector, graphite tips (bought at stationery stores), solutions of some salts containing some heavy metals, and a power supply as a source of electricity. digital device in order to control the voltage and electric current during the tests. When its application is possible, the results are expected to facilitate the teaching-learning of electrochemistry through the understanding of concepts that are abstract and can be seen macroscopically through the redox chemical reactions involved in the experiments. Finally, electrodeposition is characterized as a very efficient analytical technique in reducing the concentration of heavy metals in aqueous effluents, through the electrolysis process.

Keywords: Experimentation. Chemistry teaching. Electrochemistry. Electrolysis.

LISTA DE FIGURAS

Figura 1 – Representação esquemática de uma célula eletrolítica	15
Figura 2 – Arranjo da eletrodeposição em batelada.	16
Figura 3 – Fluxo de elétrons na célula eletroquímica.	17
Figura 4 – Padronização de célula eletroquímica contendo solução de (CuSO ₄)	30
Figura 5 – Eletrodeposição de Cu ⁰ em eletrodo de grafite	31
Figura 6 – Massa do eletrodo antes da eletrodeposição	32
Figura 7 – Massa do eletrodo após a eletrodeposição	32
Figura 8 – Padronização de célula eletroquímica contendo solução de (ZnSO ₄).....	33
Figura 9 – Eletrodeposição do Zn ⁰ em eletrodo de grafite	34
Figura 10 – Massa do eletrodo antes da eletrodeposição	35
Figura 11 – Massa do eletrodo após a eletrodeposição	35
Figura 12 – Padronização de célula eletroquímica contendo solução de (Cr(NO ₃) ₃)	36
Figura 13 – Massa do eletrodo antes da eletrodeposição	37
Figura 14 – Massa do eletrodo após a eletrodeposição	37
Figura 15 – Padronização de célula eletroquímica contendo solução de (AgNO ₃).....	38
Figura 16 – Eletrodeposição de Ag ⁰ em eletrodo de grafite	39
Figura 17 – Pesagem de papel de filtro contendo Ag ⁰	39
Figura 18 – Eletrodeposição de Cu ⁰ e Zn ⁰ em eletrodo de grafite	40
Figura 19 – Eletrodeposição de Zn ⁰ e Cu ⁰ em eletrodo de grafite	41

LISTA DE TABELAS

Tabela 1 – Padrões de lançamento de efluentes pela Resolução 430 (CONAMA, 2011).....	12
Tabela 2 – Métodos de tratamento de efluentes contendo metais pesados.....	18
Tabela 3 – Potencial de eletrodo padrão (E°)	20
Tabela 4 – Condições operacionais utilizadas na execução dos experimentos	29

SUMÁRIO

1	INTRODUÇÃO	10
2	FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA.....	11
2.1	Poluição ambiental e contaminação de recursos hídricos por metais pesados ...	11
2.2	Métodos de tratamento de efluentes contendo metais pesados	13
2.2.1	Adsorção	13
2.2.2	Precipitação química	14
2.2.3	Eletrodeposição	14
2.2.4	Eletrocoagulação.....	16
2.3	Eletroquímica.....	19
2.3.1	Semirreações eletroquímicas	19
2.3.2	Potencial padrão de redução (E°).....	20
2.3.3	Diferença de potencial (ddp) e potencial de célula ($E_{cél}$).....	21
2.3.4	Equação de Nernst.....	22
2.3.5	Corrosão	23
2.3.6	Corrente elétrica	24
2.4	Experimentação no Ensino de Química	25
3	OBJETIVOS	27
3.1	Objetivo geral.....	27
3.2	Objetivos específicos.....	27
4	METODOLOGIA.....	28
5	RESULTADOS E DISCUSSÃO	30
5.1	1º Ensaio: Sulfato de Cobre II (CuSO_4)	30
5.2	2º Ensaio: Sulfato de Zinco (ZnSO_4)	32
5.3	3º Ensaio: Nitrato de Cromo III ($\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$).....	35
5.4	4º ensaio: Nitrato de Prata (AgNO_3).....	37
5.5	5º Ensaio: Sulfato de Zinco (ZnSO_4) + Sulfato de Cobre II (CuSO_4).....	40
6	CONCLUSÃO	42
	REFERÊNCIAS	43
	ANEXOS	46

1 INTRODUÇÃO

No mundo contemporâneo, os impactos ambientais têm crescido de forma assustadora, tendo como um dos principais culpados o homem, ou sua interferência em vários processos naturais. Concomitante a isso, também tem crescido a preocupação da preservação ambiental por parte da maioria da população, do governo, e também de instituições não governamentais. Essas instituições têm atuado no sentido de coibir, por exemplo, o descarte incorreto de resíduos sólidos e de efluentes provenientes da indústria química, agricultura e afins, que por exemplo contenham metais pesados em excesso. No Brasil, existem algumas leis que regem esse descarte, como a resolução CONAMA nº 430/2011 (BRASIL, 2011).

As contribuições sociais dessa pesquisa vão além do auxílio didático dos processos de ensino-aprendizagem, mas também corroboram na procura de melhorias socioambientais no que tange a forma adequada de tratamento dos metais pesados, que muitas vezes é negligenciada.

A pesquisa intitulada, “proposta de experimento didático envolvendo a remoção de metais pesados por eletrodeposição” situa como problemática compreender por meio de experimentos didáticos como os processos e as técnicas analíticas contribuem para a remoção desses metais através de um processo eletroquímico denominado eletrodeposição, e como esses experimentos podem contribuir para um processo de ensino-aprendizagem exitoso. Todavia, elege-se como hipóteses viáveis a esta problemática o uso da eletrodeposição para remoção ou diminuição da concentração desses metais pesados utilizando-se de experimentos didáticos realizados em laboratório.

O objetivo geral desta pesquisa é destacado mediante a importância da experimentação no ensino de química, em decorrência, os objetivos específicos apontam para a necessidade de conhecer os processos e as técnicas que contribuem para a remoção dos metais pesados, evidenciando a importância da eletroquímica nesse processo. A pesquisa se caracteriza como de cunho experimental, apresentando uma abordagem quantitativa dos dados explorados.

Nesse sentido, o trabalho a seguir aborda a importância da experimentação didática na remoção de metais pesados por eletrodeposição como agente facilitador da compreensão dos conceitos relacionados ao conteúdo de eletroquímica.

2 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

2.1 Poluição ambiental e contaminação de recursos hídricos por metais pesados

A humanidade em sua quase totalidade dedica-se a buscar um conforto e bem-estar baseado em um consumismo desenfreado que pode causar problemas ambientais graves. Um desses problemas está relacionado a destruição e poluição do meio ambiente pelo descarte incorreto dos resíduos provenientes da indústria química, mineração e metalurgia, no que se refere a contaminação por metais pesados, e tantos outros ramos que fornecem os insumos para que esse consumismo seja mantido.

As consequências desses atos, sem a avaliação dos prejuízos causados pelo consumismo desenfreado, resultam no descarte incorreto de resíduos ou de efluentes contendo metais pesados em corpos de água, sejam eles rios, lagoas, oceanos ou açudes. O descarte de resíduos e de efluentes contaminados é, atualmente, um dos maiores problemas ambientais existentes. Esse descarte incorreto de resíduos industriais e domiciliares em corpos de água, sem o devido tratamento prévio por parte dos órgãos competentes, tem como consequência a poluição e morte da fauna e da flora.

De acordo com a norma técnica brasileira (NBR 10.004) que estabelece os critérios para classificação dos resíduos sólidos quanto aos seus riscos potenciais ao meio ambiente e a saúde do homem, a maior quantidade de resíduos descartados de forma inadequada se encontra em estado sólido e semissólido, derivados predominantemente de atividades de origem industrial, doméstica, hospitalar, comercial, agrícola, e de serviços e de varrição.

Nos semissólidos, ficam incluídos nesta definição, os lodos provenientes de sistemas de tratamento de água, gerados em equipamentos e instalações de controle de poluição, bem como determinados líquidos cujas particularidades tornem inviável o seu lançamento na rede pública de esgotos ou corpos de água. Já os despejos que estão em estado líquido que se derivam de diversas atividades como as industriais, hospitalares, de limpeza urbana, química e têxtil são denominados como efluentes (BRASIL, 2011).

Segundo Lima (2013), os principais contaminantes dos recursos hídricos estão relacionados à disposição final de esgotos domésticos, agrotóxicos, e metais pesados provenientes não somente mais principalmente do garimpo e da indústria de modo geral. Dentre eles, destacam-se (Cd, Cr, Cu, Fe, Mn, Pb, Zn) que se apresentam de forma solubilizada ou desprendidos em forma de partículas, aumentando o nível de contaminação dos rejeitos e sendo prejudicial aos corpos de água.

A tabela 1 apresenta os valores máximos permitidos da concentração de alguns desses metais em descarte de efluentes de acordo com a Resolução 430/2011 (BRASIL, 2011).

Tabela 1 – Padrões de lançamento de efluentes pela Resolução 430 (CONAMA, 2011)

Elemento	Valores máximos permitidos
Arsênio (As)	0,5 mg/L
Cádmio (Cd)	0,2 mg/L
Chumbo (Pb)	0,5 mg/L
Cobre (Cu)	1,0 mg/L
Cromo (Cr)	0,1 mg/L Cr ⁶⁺ 1,0 mg/L Cr ³⁺
Ferro (Fe)	15,0 mg/L
Mercúrio (Hg)	0,01 mg/L
Níquel (Ni)	2,0 mg/L
Zinco (Zn)	5,0 mg/L

Fonte: BRASIL (2011), adaptado pelo autor.

A inviabilidade ou negligência de um tratamento adequado, tanto de resíduos como de efluentes, causa consequências ambientais desastrosas a curto e longo prazo, além de danos à saúde de animais, vegetais e seres humanos.

Novaes e Guarino (2002) esclarece que a depender da quantidade de metais pesados absorvidos por peixes e vegetais e que venham a ser consumidos posteriormente por seres humanos, pode resultar em casos de intoxicação por metais pesados. A intoxicação por esses metais se dá pela formação de complexos de um grupo chamado sulfidrilas que prejudicam o funcionamento de organismos vivos, dificultando o transporte de oxigênio e alimentação adequada de células essenciais.

Uma das exigências para que haja o tratamento prévio dos resíduos que serão posteriormente descartados em corpos de água, é a presença de metais pesados. Segundo Dufuss (2002), mesmo com variações de conceito, os metais pesados podem ser considerados elementos químicos que possuem densidade superior a 5 g/cm³ e número atômico maior que 20, sendo que estes não se apresentam apenas em seu estado elementar, mas, também, na forma de qualquer composto contendo íons de metais pesados.

Dezotti (2008) ressalta que a presença de metais pesados no ambiente é indispensável para manutenção da vida e dos ciclos naturais, podendo eles serem encontrados nas bacias hidrográficas, ou serem transportados pela atmosfera ou pelas chuvas.

Logo, verifica-se que o problema em questão não se reduz a presença de metais pesados no meio ambiente, mas a sua intensificada concentração decorrente de uma desequilibrada

produção humana e negligência de tratamento adequado. É importante ressaltar que esses metais não são biodegradáveis, e sim, bioacumuláveis, ou seja, os seres vivos não conseguem eliminá-los de seus corpos. Assim, os animais da extremidade da cadeia alimentar são os mais afetados. Um exemplo desses aspectos mais graves de contaminação está relacionado a concentração desses metais que se deposita na cadeia alimentar de ambientes aquáticos e terrestres (PIETROBELLI, 2007).

2.2 Métodos de tratamento de efluentes contendo metais pesados

Através do estudo dos processos, métodos e técnicas analíticas é possível o tratamento de efluentes contendo metais pesados em excesso, de modo que haja segurança no descarte nos corpos de água. Geralmente, isso ocorre pela aplicação de um método, ou de um conjunto de métodos, variando de acordo com o tipo de efluente e de sua disposição final.

No tratamento de efluentes contendo metais pesados podem-se utilizar de processos físicos, químicos e eletroquímicos, dentre eles se destacam o processo de filtração de membrana como processo físico convencional, nos processos químicos as técnicas de adsorção e precipitação estão entre as mais utilizadas, e nos processos eletroquímicos se destacam a eletrodeposição e a eletrocoagulação (FIUZA, 2017).

2.2.1 Adsorção

Adsorção é um processo caracterizado pelo acúmulo de uma substância em uma superfície sólida denominada adsorvente, sendo considerado um método muito eficiente de separação. Esse acúmulo de substâncias se deve a uma formação muito rápida de uma concentração interfacial de equilíbrio seguida de uma lenta difusão das moléculas contidas no soluto para o adsorvente (CERVELIN, 2010). Os adsorventes são substâncias que podem ser tanto sintéticas como naturais que contêm estrutura cristalina ou amorfa, cuja parte interna dos seus poros facilita uma combinação entre o sólido e o soluto.

Podemos citar como exemplos de adsorventes o carvão ativado, os nanotubos de carbono, e também alguns naturais que podem ser modificados, mas tem um baixo custo como caulinita e montmorilolita. Em linhas gerais a adsorção trata-se de um fenômeno em que a espécie adsorvida, por exemplo os metais pesados, aderem-se ao adsorvente por interações físicas ou químicas, e que quanto maior as partículas dos adsorventes melhores serão os resultados no fim do processo (BORBA, 2006).

2.2.2 Precipitação química

A precipitação química é o método mais utilizado na indústria por ter um baixo custo e ser muito fácil de se operar. Trata-se também de um método efetivo, pois nesse processo os produtos químicos reagem com os metais pesados formando compostos insolúveis que, posteriormente, podem ser facilmente separados por filtração ou sedimentação (RODRIGUES, 2016). Uma das mais conhecidas e utilizadas refere-se à precipitação por hidróxidos, pois além de ser uma técnica de baixo custo torna-se favorável a mudanças de controle de pH.

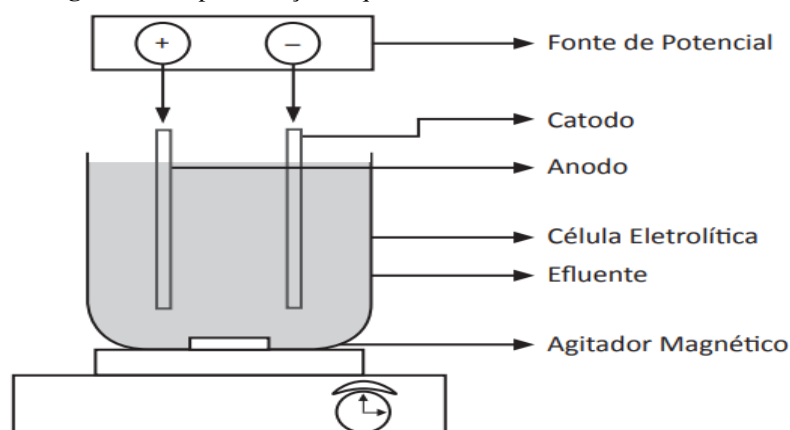
A precipitação química por hidróxido também apresenta algumas desvantagens como o alto volume de lodo pouco denso ao fim do processo, além de existir a possibilidade da formação de complexos ocasionando a inibição da precipitação (FIUZA, 2017).

Além da precipitação por hidróxido temos também a precipitação por sulfetos, cloretos, sulfatos ou carbonatos. A precipitação de sulfetos apresenta algumas vantagens e desvantagens, umas delas é poder se trabalhar em uma faixa maior de pH, todavia a manipulação de sulfetos em condições ácidas pode ser prejudicial à saúde do operador, pois pode-se ter a formação do gás sulfídrico que é relevantemente tóxico. A precipitação química também pode ser trabalhada e apresentar bons resultados em consonância com outros métodos tais como, nanofiltração e tratamento por troca iônica (REIS, 2014; FIGUÊREDO, 2006).

2.2.3 Eletrodeposição

A eletrodeposição é um processo que ocorre com a passagem de corrente elétrica por uma célula eletroquímica. Uma célula eletrolítica por sua vez, consiste em um dispositivo que é composto por dois condutores ou semicondutores que estejam imersos em um determinado eletrólito. O eletrodo onde irá ocorrer a deposição do metal desejado é chamado de cátodo, enquanto que o outro eletrodo que é utilizado para completar o circuito é chamado de ânodo (SANTOS; MONTEIRO; MAINIER, 2015).

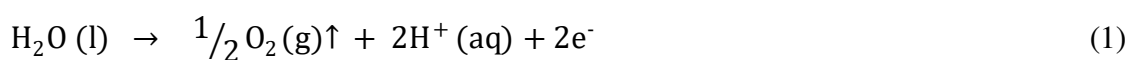
Nessas reações de oxirredução, os eletrólitos são preparados a partir da dissolução de sais de metais. Tais reações só se tornam possíveis devido a presença de corrente elétrica, se caracterizando como uma reação não espontânea. A Figura 1 representa uma célula eletrolítica simples.

Figura 1 – Representação esquemática de uma célula eletrolítica

Fonte: (SANTOS, 2015).

Nos processos eletrodepositivos, os metais a serem removidos dos efluentes são depositados no cátodo, após a redução dos seus respectivos íons que antes estavam presentes na solução. As reações esperadas em uma célula eletrolítica, no ânodo e no cátodo, são descritas a seguir nas Equações 1 e 2, respectivamente.

a) Ânodo

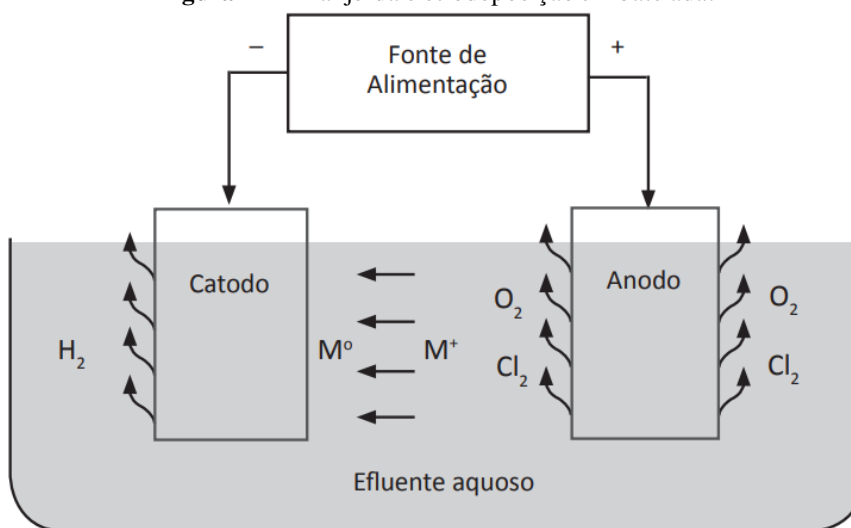


b) Cátodo:



Em que, M simboliza o metal presente no meio reacional que se pretende remover. É importante salientar que outras reações também podem acontecer concomitante a essa, tanto nas superfícies dos cátodos como nas dos ânodos. Essas reações são possíveis de acontecer tanto pela eletrólise da água, como pela existência de outros compostos no meio reacional. O cloro é um exemplo dessas substâncias que podem estar presentes nesse meio reacional, pois normalmente sempre está presente em efluentes industriais, ocorrendo a reação de oxidação dos cloretos e formando o gás cloro que é altamente tóxico.

Os sistemas de bateladas (ciclos) são os mais indicados por serem simples e mais eficientes do que sistemas contínuos para os processos de eletrodeposição (SANTOS, 2015). A Figura 2 apresenta um arranjo do processo de eletrodeposição em bateladas.

Figura 2 – Arranjo da eletrodeposição em batelada.

Fonte: (SANTOS, 2015).

Tendo em vista o custo dos processos e a viabilidade dos resíduos finais, a eletrodeposição se torna um método viável para o tratamento de efluentes contendo metais pesados em excesso pela praticidade de se trabalhar em pequena, média e grande escala (FIUZA, 2017).

2.2.4 Eletrocoagulação

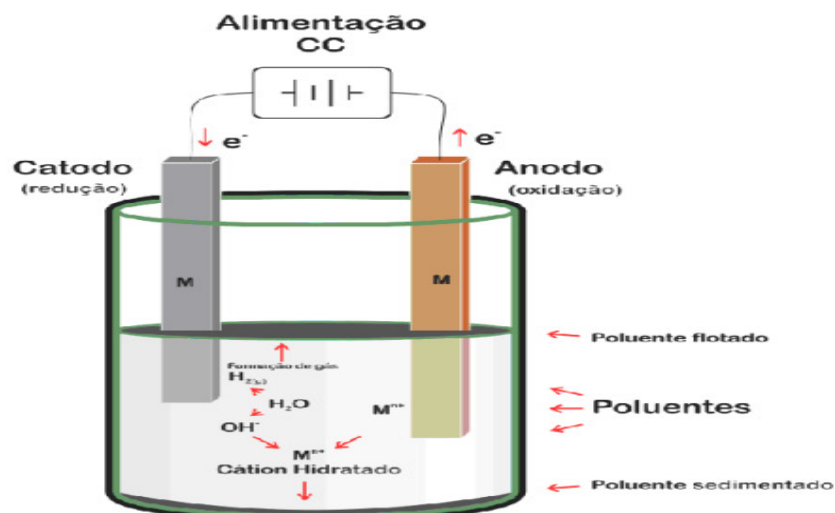
A eletrocoagulação também é um processo eletroquímico que consiste basicamente em reações de oxidação e redução. Nesse processo é utilizado um ânodo de sacrifício, gerando espécies *in situ* que promovem a remoção dos poluentes, seja por adsorção ou por coprecipitação (SILVA et al., 2012; FERREIRA; MARSHIELLO; THIVEL, 2013).

Segundo Schultz et al., (2003) esse processo eletroquímico está relacionado ao estudo das interfaces carregadas eletricamente e consequentemente dos fenômenos relacionados a elas. Estas interfaces são consideradas superfícies de separação entre um condutor eletrônico (um metal ou semicondutor) e um condutor iônico (uma solução eletrolítica, podendo ser soluções líquidas ou um sal fundido). Este sistema formado, quando interconectado é chamado de eletrodo.

A passagem de corrente no sistema gera um circuito elétrico na célula eletroquímica, que por sua vez pode ser dividido em duas partes: uma parte externa, onde a corrente elétrica flui a partir do ânodo para o cátodo, e dentro da célula, na qual a corrente flui dentro da estrutura dos eletrodos, os quais por estarem imersos em uma solução eletrolítica, promovem a passagem de corrente por migração de íons. Nesta segunda parte, os ânions migram em direção ao ânodo

e os cátions em direção ao cátodo (SOUZA, 2016). A Figura 3 demonstra o fluxo de elétrons em um processo de eletrocoagulação.

Figura 3 – Fluxo de elétrons na célula eletroquímica.



Fonte: (FIUZA, 2017)

Alguns órgãos e leis são responsáveis por definir as quantidades de metais pesados presentes em efluentes que são permitidas para que sejam descartados em leitos de rios e ou nos corpos de água em geral. Em termos gerais, a Resolução 430 (CONAMA 2011) regulamenta o descarte final de resíduos sólidos e o despejo de efluentes, além das leis no âmbito estadual e municipal que dizem respeito a realidade de cada região.

Frente ao exposto, a humanidade tem se desdobrado para minimizar os impactos causados pelo descarte incorreto desses resíduos, criando e buscando tecnologias que visem dar continuidade aos processos, permitindo o desenvolvimento social e econômico prejudicando o mínimo possível o meio ambiente e sua biodiversidade, que por sinal serve de base para que os seres humanos possam sobreviver (BERTOLINO, 2007).

Como visto, existem várias técnicas físicas e químicas que contribuem para o tratamento de metais pesados dissolvidos em efluentes líquidos, sendo que algumas dessas técnicas são inviáveis, pelo seu alto custo, e pela geração de resíduos sólidos, que ao invés de ajudar, prejudica o meio ambiente (PIETROBELLI, 2007). A tabela 2 apresenta vantagens e desvantagens relacionadas ao uso das técnicas de tratamento de efluentes contendo metais pesados.

Tabela 2 – Métodos de tratamento de efluentes contendo metais pesados.

Principais métodos de tratamento de efluentes contendo metais pesados	Vantagens	Desvantagens
Adsorção	-Eficiente método de separação; -Possui baixo custo; -Em alguns casos pode ser reversível.	-Não é recomendável para descontaminação de grandes volumes de efluentes. -Mudança de fase
Precipitação química	-Um dos mais usados nas indústrias por seu baixo custo; -Facilidade de operação, por ser um método efetivo; -Facilidade no controle do pH.	-Geração de grandes volumes de lodo de baixa densidade; -Possibilidade de formação de complexos; -Apresenta riscos ao operador quando se trabalha com a precipitação por sulfetos.
Eletrodeposição	-Baixo custo (energias renováveis); -Processo simples; -Pode ser usado em grande, média e pequena escala; -Alta eficiência na remoção dos contaminantes; -Reduzida necessidade de uso de reagentes; -Pequeno volume de rejeito.	-Pode ocorrer a oxidação dos cloretos presentes nos efluentes, gerando como produto o gás cloro nocivo à saúde; -O uso da eletricidade pode inviabilizar o processo.
Eletrocoagulação	-Processo simples; -Pode ser usado em pequena, média e grande escala; -Possui reduzida ou até mesmo não necessidade de se adicionar reagentes durante o processo; -Obtenção de um volume reduzido de rejeito; -Baixo risco de reações violentas ou emissões de gases tóxicos em grandes volumes.	-Os eletrodos precisam ser substituídos regularmente, caso sofram passivação; -Um filme de óxido impermeável pode ser formado no cátodo, conduzindo à perda de eficiência da unidade de eletroflotação; -É requerida alta condutividade do efluente.

Fonte: Adaptado pelo autor

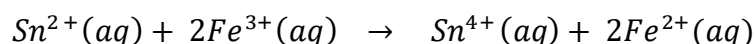
2.3 Eletroquímica

Conforme Brown et al. (2016), a eletroquímica é caracterizada pelo estudo das relações entre a eletricidade e as reações químicas, se dispondo a estudar os processos espontâneos e não espontâneos, e também por se dispondo a estudar os fenômenos que ocorrem transferência de elétrons. Essas reações são conhecidas como reações de oxirredução pois ao mesmo tempo em que uma espécie se oxida (perde elétrons) a outra reduz (ganha elétrons), havendo assim a transformação de energia química em energia elétrica.

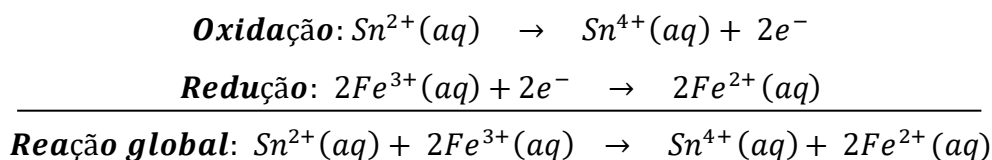
Para entender os processos eletroquímicos, é necessário ter-se o conhecimento de alguns conceitos básicos, tais como: semirreações, potenciais de redução, potenciais de célula, diferença de potencial (ddp), corrente elétrica, equação de Nernst, corrosão e eletrodeposição.

2.3.1 Semirreações eletroquímicas

Nos processos eletroquímicos, mesmo que a oxidação e a redução sejam processos que aconteçam simultaneamente, muitas vezes faz-se necessário considerar essas reações separadamente para melhor compreensão dos processos envolvidos. Por exemplo a oxidação de Sn^{2+} por Fe^{3+} :



Para melhor compreensão dos processos de oxidação e redução em cada espécie, se faz necessário o desmembramento da equação global em semirreações:



É importante observar que, no processo de oxidação, os elétrons são mostrados como produtos, enquanto que no processo de redução são mostrados como reagentes. As equações químicas que apresentam apenas oxidação ou redução como as citadas acima, são denominadas de semirreações, sendo que na reação global do processo de oxirredução, o número de elétrons perdidos na semirreação de oxidação, deve ser igual ao número de elétrons ganhos na semirreação de redução.

2.3.2 Potencial padrão de redução (E°)

Nos processos eletroquímicos o potencial padrão de redução simbolizado por E° , refere-se ao potencial que está associado à reação de redução que ocorre em um eletrodo quando todos os solutos estão à 1 mol/L ou 1 bar, sendo medidos por comparação ao EPH (eletrodo padrão de hidrogênio).



Quanto maior for o valor do potencial de redução de uma semirreação, mais oxidante será a espécie, e consequentemente, maior a sua tendência em se reduzir, enquanto que por outro lado quanto menor for o valor do potencial de redução, mais redutora será a espécie, ou seja, tende a não se reduzir. O potencial de redução da célula eletroquímica como um todo, nas condições padrão pode ser calculado usando a fórmula do potencial de redução representada na Equação 3 a seguir.

$$E^\circ_{\text{CÉLULA}} = E^\circ_{\text{CÁTODO}} - E^\circ_{\text{ÂNODO}} \quad (3)$$

Utilizando também os valores tabelados do potencial padrão (E^0) mostrados na tabela 3:

Tabela 3 – Potencial de eletrodo padrão (E°)

Reação	E° a 25°C, V
$F_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	+2,87
$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	+1,51
$Cl_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1,359
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$	+1,33
$O_2(g) + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1,229
$Br_2(aq) + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$	+1,087
$Br_2(l) + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$	+1,065
$NO_3^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^- \rightleftharpoons NO(g) + 2H_2O(l)$	+ 0,96
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$	+0,799
$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	+0,771

$O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2(aq)$	+0,68
$I_3^- + 2e^- \rightleftharpoons 3I^-$	+0,536
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu^0(s)$	+0,337
$UO_2^{2+} + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons U^{4+} + H_2O$	+0,334
$Hg_2Cl_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2Hg(l) + 2Cl^-$	+0,268
$AgCl(s) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + Cl^-$	+0,222
$Ag(S_2O_3)_2^{3-} + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + 2S_2O_3^{2-}$	+0,017
$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$	0,000
$AgI(s) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + I^-$	-0,15
$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Ni(s)$	-0,28
$PbSO_4 + 2e^- \rightleftharpoons Pb(s) + SO_4^{2-}$	-0,35
$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd(s)$	-0,40
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	-0,44
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$	-0,76
$2H_2O(l) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g) + 2OH^-(aq)$	-0,83
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightleftharpoons Al(s)$	-1,66
$Na^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Na(s)$	-2,71
$Li^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Li(s)$	-3,05

Fonte: Adaptado pelo autor

2.3.3 Diferença de potencial (ddp) e potencial de célula ($E_{cél}$)

A diferença de potencial (ddp) pode ser definida como o trabalho que se faz necessário para que uma carga se desloque de um ponto A para um ponto B quando submetida (imersa) a um campo elétrico. A diferença de potencial entre dois eletrodos é medida em unidades de volts, um volt (V) é a diferença do potencial necessária para fornecer 1 joule (J) de energia para a carga de 1 coulomb (C). A diferença de potencial pode ser calculada pela equação 4 a seguir.

$$U = V_A - V_B = T_{AB}/q \quad (4)$$

Onde:

U: diferença de potencial (V)

V_A : potencial no ponto A (V)

V_B : potencial no ponto B (V)

T_{AB} : trabalho da força elétrica para deslocar uma carga de um ponto A para um ponto B (J)

q : carga elétrica (C)

Já o potencial de célula, indicado como $E_{cél}$, pode ser definido como a diferença de potencial entre dois eletrodos de uma célula voltaica, sabendo-se que a diferença de potencial (ddp) fornece a força propulsora que impulsiona os elétrons pelo circuito externo, pode-se chamá-la de força eletromotriz que provoca o movimento do elétron (fem). Tendo em vista que $E_{cél}$ é medido em volts, costuma-se referir-se a mesma como tensão da célula.

É importante salientar que o potencial de qualquer célula voltaica é positivo. A grandeza desse potencial depende das reações específicas que ocorrem no cátodo e no ânodo, da temperatura e das concentrações dos reagentes e produtos. Algumas células funcionam em condições padrão que são: 25 °C, concentração de 1 mol/L para reagentes e produtos em solução, e 1 atm de pressão para os gases.

2.3.4 Equação de Nernst

Essa equação determina o potencial real existente em uma semicélula com as concentrações das espécies que foram oxidadas ou reduzidas presentes, mesmo em condições diferentes das condições padrão. O potencial real da célula pode ser obtido pela Equação 5.

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad (5)$$

Em que:

E : é o potencial real da semi-célula

E^0 : é o potencial padrão do eletrodo

R : constante dos gases (8,314 J.mol⁻¹.K⁻¹)

T : temperatura (Kelvin)

n : número de elétrons transferidos

F : constante de Faraday (96.485 C.mol⁻¹)

Q : quociente de reação

Quando os valores das constantes são substituídos obtém-se:

$$E = E^0 - \frac{0,0257 \ln Q}{n} \quad \text{ou} \quad E = E^0 - \frac{0,0592 \log Q}{n}$$

$Q = [B]^b/[A]^a$ Em que B é a espécie reduzida e A é a espécie oxidada. E por fim, para a célula completa tem-se:

$$E = E_+ - E_- \text{ ou seja } E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$$

A equação de Nernst ajuda a compreender por que a força eletromotriz de uma célula voltaica diminui conforme as descargas das células. Conforme os reagentes são convertidos em produtos, o valor de Q aumenta e de E diminui, chegando a atingir o $E = 0$ e quando o $E = 0$ a reação da célula atingiu o equilíbrio, não ocorrendo reação global.

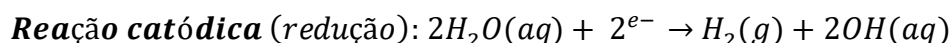
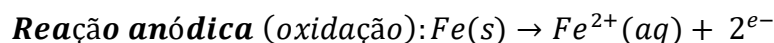
2.3.5 Corrosão

Segundo Merçon, Guimarães e Mainier (2004), as reações de corrosão são reações de óxido/redução que acontecem de forma espontânea, na qual um metal é atacado por alguma substância em seu ambiente e convertido em um composto indesejável. Para a grande maioria dos metais, a oxidação ou corrosão é um processo termodinamicamente favorável na presença do ar a temperatura ambiente, sendo que quando essa oxidação não é inibida pode destruir completamente o metal.

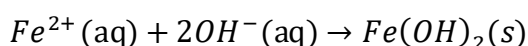
Existem casos que os produtos da oxidação podem servir como camada de óxido protetora e isolante, protegendo assim a camada inferior do metal. Um exemplo desse processo pode ser visto nas latinhas de alumínio, onde um fino revestimento de óxido é adicionado a latinha, impedindo que o alumínio seja oxidado. O magnésio metálico é protegido de modo semelhante. Algumas das várias ligas metálicas a exemplo do aço inoxidável formam óxidos protetores e impenetráveis (BROWN, 2016).

Um dos produtos dos processos de corrosão mais conhecido é a ferrugem. A ferrugem é responsável por um impacto econômico muito expressivo no Brasil, estima-se que é gasto por ano cerca de 15 bilhões de dólares por consequência desses processos corrosivos, que poderiam ser evitados mediante o uso de métodos que viessem a prevenir e controlar tais processos (MERÇON; GUIMARÃES; MAINIER, 2004).

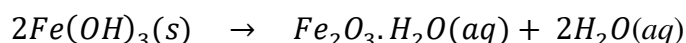
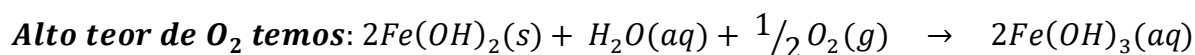
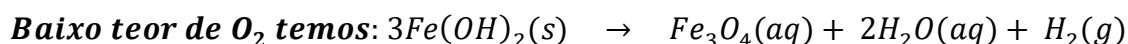
A corrosão eletroquímica além de ser um processo espontâneo, acontece quando o metal está em contato com o eletrólito, onde as reações anódicas e catódicas acontecem simultaneamente. Na natureza, essas reações acontecem frequentemente na presença de água, em temperatura ambiente, e com a formação de uma pilha de corrosão. Por exemplo, a formação da ferrugem representa pelas equações abaixo.



Nesse processo, os íons de Fe^{2+} migram em direção do cátodo, enquanto os íons OH^{-} se direcionam para o ânodo, e em uma região intermediária ocorre a formação do hidróxido ferroso.



O hidróxido ferroso pode sofrer algumas transformações dependendo do meio em que ele esteja, se de alto ou baixo teor de oxigênio, como mostrado nas equações abaixo.



Nesse sentido, a ferrugem que é o produto final da corrosão, consiste nos compostos Fe_3O_4 , que possui uma coloração preta, e $Fe_2O_3 \cdot H_2O$, que possui uma coloração alaranjada ou castanho-avermelhada.

2.3.6 Corrente elétrica

A corrente elétrica pode ser caracterizada pelo fluxo de elétrons que acontece no interior de um material em razão de uma diferença de potencial elétrico. Pode também ser considerada como uma grandeza física que nos faz conhecer por exemplo, a quantidade de carga que atravessa a seção transversal de um condutor a cada segundo. A carga elétrica, de acordo como o sistema internacional de unidades é medida em A.s (Amperes vezes segundos), comumente chamado de Coulomb (C).

É importante salientar que existem dois tipos de corrente elétrica, a corrente elétrica contínua, e a corrente elétrica alternada, havendo uma grande diferença entre elas. Na corrente contínua, os elétrons são forçados a se deslocar em um único sentido, enquanto que na corrente alternada, o sentido do movimento dos elétrons é periodicamente invertido por consequência de uma inversão na polaridade do potencial que é aplicado no condutor.

A corrente elétrica pode ser calculada pela razão entre o módulo da carga elétrica que atravessa um condutor por um determinado intervalo de tempo como mostrado na Equação 6.

$$I = \frac{\Delta Q}{\Delta t} \quad (6)$$

Onde:

i = Corrente elétrica (A)

ΔQ = Carga elétrica (C)

Δt = Intervalo de tempo (s)

Nos processos eletrodepositivos, a corrente elétrica (A), juntamente com o tempo (s), possibilita-nos determinar a quantidade do metal que será depositada no cátodo.

2.4 Experimentação no Ensino de Química

Do ponto de vista educacional, a eletroquímica se caracteriza como um conteúdo de difícil compreensão por parte dos alunos do ensino médio. Essa característica se dá pelo fato de que a maioria dos professores trabalham esse conteúdo de forma tradicional, apenas em aulas expositivas.

Aulas expositivas são bem proveitosas quando associadas a metodologias de ensino construtivistas, que despertam no aluno a curiosidade, o sentido de buscar entender pela realização prática e não apenas teórica, o porquê de as coisas serem como são, assim como, podem vir a ser.

Segundo Piaget (1975), para que o ensino alcance o objetivo da aprendizagem, o professor deve aliar harmonicamente a sua oratória, (fundamentação teórica da área do saber adotado) ao fazer metodológico prático, levando em consideração as possibilidades de cada conteúdo e recursos materiais disponíveis a ações de ensino mediante uso de experimentações.

Dessa forma, a harmonia equilibrada entre teoria e fazer, estimula a assimilação de novos conhecimentos a conhecimentos já internalizados pelo aluno, instigando no aluno surgimento de dúvidas, assimilações interdisciplinares, inovações, e reconhecimentos de padrões científicos observáveis em ciências de matrizes adjacentes.

Nesse processo de assimilação, Piaget (1975) esclarece que a aprendizagem ganha um tom significativo, visto que, juntamente ao fazer (união entre cognição e sentidos físicos), a assimilação desemboca na acomodação da aprendizagem, provocada pelo desequilíbrio de conhecimentos passados a conhecimentos atuais, o produto desse processo após acomodado no

cognitivo do aluno, se ressignifica a depender de suas impressões psíquicas e vivências sociais, surgindo assim, a aprendizagem construtivista ou significativa ao sujeito que aprende.

Usar-se de artifícios que contribuam para a compreensão dos conceitos de eletroquímica por parte dos discentes é fundamental para que se possa obter êxito no processo de ensino aprendizagem. Na perspectiva de Silva e Amaral (2017), as estratégias didáticas que consequentemente promovem a interação entre professor e aluno devem ser bem planejadas para que se possam lograr êxito.

As aulas experimentais ou a experimentação no ensino de química corrobora para que as interações dialógicas e a diversidade de pensamento atrelados ao conhecimento científico perpassem uma aula meramente tradicional, mas contribuam para um ensino horizontal, onde professor e aluno sejam sujeitos do seu próprio aprendizado (SILVA, e AMARAL, 2017)

Guimarães e Castro (2018) aplicaram um experimento didático de eletroquímica numa turma de 2º ano de ensino médio de uma escola privada. Foi realizada a construção de uma Pilha de Daniell seguida da aplicação de questionários aos alunos participantes. Foi verificada ampla reflexão e criticidade dos participantes, o que mostra a importância da experimentação na construção do conhecimento.

Conforme Caramel e Pacca (2011), o ensino da eletricidade no ensino médio esbarra na dificuldade que os discentes têm de compreender conceitos abstratos e microscópicos sobre o tema em questão, fazendo-se necessária a busca por metodologias que facilitem a compreensão de conceitos como diferença de potencial e campo elétrico por exemplo. A experimentação se torna mais do que eficiente ao se trabalhar com temas de difícil compreensão.

Barbosa et al., (2017) também aplicaram um experimento eletroquímico em uma sala de 3º ano do ensino médio de uma escola estadual. Foram realizados dois processos de eletrodeposição. Uma deposição química de prata em um bastão de cobre; e uma deposição de prata em um substrato de cobre no formato de anel. A aprendizagem dos alunos foi avaliada por desenhos ilustrativos feitos pelos discentes, seguidos de questionários, que mostraram um desenvolvimento da aprendizagem em relação ao senso comum, quando se tem em vista os fenômenos da deposição e da eletrodeposição química, mostrando assim a importância da experimentação nos processos de construção de conhecimento.

Concomitante a esse pensamento, a presente pesquisa propõe-se elaborar experimentos didáticos laboratoriais para remoção de metais pesados utilizando-se de um processo denominado eletrodeposição ou galvanoplastia, que está diretamente ligado ao conteúdo eletroquímica e que faz parte da grade curricular do ensino médio de escolas públicas e privadas.

3 OBJETIVOS

3.1 Objetivo geral

Desenvolver uma proposta de experimento didático abordando os conhecimentos de eletroquímica na remoção de metais pesados de efluentes por eletrodeposição.

3.2 Objetivos específicos

- Conhecer as técnicas utilizadas para tratamento de efluentes contendo metais pesados;
- Reconhecer a importância da eletroquímica no tratamento de efluentes por eletrodeposição;
- Ressaltar a importância da experimentação no ensino de Química;
- Elaborar um roteiro de experimento didático para remoção de metais pesados de efluentes aquosos por eletrodeposição.

4 METODOLOGIA

A presente pesquisa tem como proposta desenvolver experimentos didáticos envolvendo a remoção de metais pesados por eletrodeposição. Os experimentos didáticos foram elaborados e desenvolvidos, no laboratório de Química do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia da Paraíba – Campus Sousa, tendo em vista a interrupção das aulas presenciais das escolas de ensino básico em decorrência da pandemia da Covid-19, onde a princípio a pesquisa seria aplicada em sala de aula.

Foram elaborados e desenvolvidos experimentos didáticos utilizando-se de um processo chamado eletrodeposição. A base desse experimento explora a teoria de um dos principais conteúdos curriculares do ensino médio de escolas públicas e particulares, a eletroquímica.

Foram utilizados materiais de baixo custo e de fácil obtenção tais como: um Becker como uma cuba eletrolítica, pontas de lápis de grafite como eletrodos, facilmente encontrados em papelarias, soluções de alguns sais contendo alguns metais pesados, e como fonte de eletricidade uma fonte de alimentação variável para controle de amperagem e corrente elétrica, além de fios e conectores do tipo jacaré para o fluxo de elétrons. Além dos materiais, foram aplicados cálculos com a lei de Faraday para melhor compreensão e aplicabilidade dessa lei.

A pesquisa se caracteriza como bibliográfica e experimental, apresentando uma abordagem quantitativa dos dados explorados, situando como problemática compreender por meio de experimentos didáticos como os processos e as técnicas analíticas contribuem para a remoção desses metais através de um processo eletroquímico denominado eletrodeposição, e como esses experimentos didáticos podem contribuir para um processo de ensino aprendizagem em exitoso.

Todavia, elege-se como hipóteses viáveis a esta problemática o uso da eletrodeposição para remoção ou diminuição da concentração desses metais pesados utilizando-se de experimentos didáticos realizados em laboratório.

Como etapa inicial, planejou-se um ciclo de ensaios utilizando-se de soluções aquosas de alguns sais que contêm metais pesados específicos. Essas soluções contendo tais metais pesados simulariam os efluentes aquosos de uma indústria por exemplo.

Vale ressaltar que o planejamento do experimento foi baseado em facilitar o ensino aprendizagem de química no ensino médio, como também demonstrar que através de técnicas analíticas adequadas é possível tratar efluentes aquosos que contenham metais pesados em excesso.

O experimento didático foi desenvolvido utilizando-se de uma fonte de alimentação que serviu como fonte de corrente elétrica. Como eletrodos foram utilizados bastões de grafite, pensados justamente para não interferirem de alguma forma no processo final da eletrólise. Como cuba eletrolítica utilizou-se béckers, e como eletrólitos usou-se sais de alguns metais pesados tais como: Sulfato de Cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) Nitrato de prata (AgNO_3), Nitrato de Cromo ($\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$) e Sulfato de Zinco (ZnSO_4).

Para os ensaios, as soluções contendo os metais pesados, e o processo de eletrodeposição foram padronizados conforme a tabela 4 abaixo.

Tabela 4 – Condições operacionais utilizadas na execução dos experimentos

Sais de metais pesados	Concentração das soluções (mol/L)	Volume das soluções (L)	Corrente elétrica (A)	Tensão elétrica (V)	Tempo de reação (min)
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	1	0,1	1	6	5
ZnSO_4	1	0,1	1	6	5
$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	1	0,1	1	6	5
AgNO_3	0,1	0,1	1	6	5

Fonte: Próprio autor (2022)

5 RESULTADOS E DISCUSSÃO

5.1 1º Ensaio: Sulfato de Cobre II (CuSO_4)

Definidas as condições operacionais citadas anteriormente, iniciou o ciclo de ensaios eletrodepositivos. A solução eletrolítica do primeiro sal contendo o metal pesado que fora testado foi o sulfato de cobre II penta hidratado. O sal contém uma massa molar de 249 g/mol, além de possuir coloração azul, antes e após o preparo da solução. Conforme condição operacional determinada previamente, a solução foi preparada afim de possuir concentração de 1 mol/L, volume de 100 mL, e fonte de alimentação ajustada com uma corrente elétrica de 1 A, e tensão elétrica de 6 V. Como cuba eletrolítica utilizou-se béckers de 100 mL onde fora adicionada a solução de sulfato de cobre II (CuSO_4).

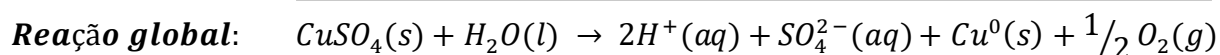
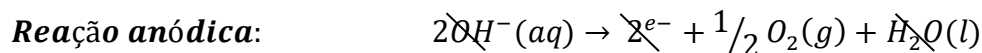
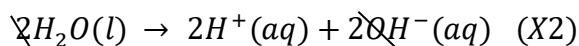
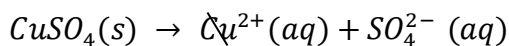
Após a adição da solução a cuba eletrolítica e a montagem do sistema, que abrange a ligação dos eletrodos de grafite aos conectores da fonte de alimentação, que tem como polo positivo (ânodo) onde ocorre-se a oxidação, um conector vermelho, e no polo negativo (cátodo), onde ocorre-se a redução, um conector preto, como nos mostra a Figura 4 abaixo.

Figura 4 – Padronização de célula eletroquímica contendo solução de (CuSO_4)



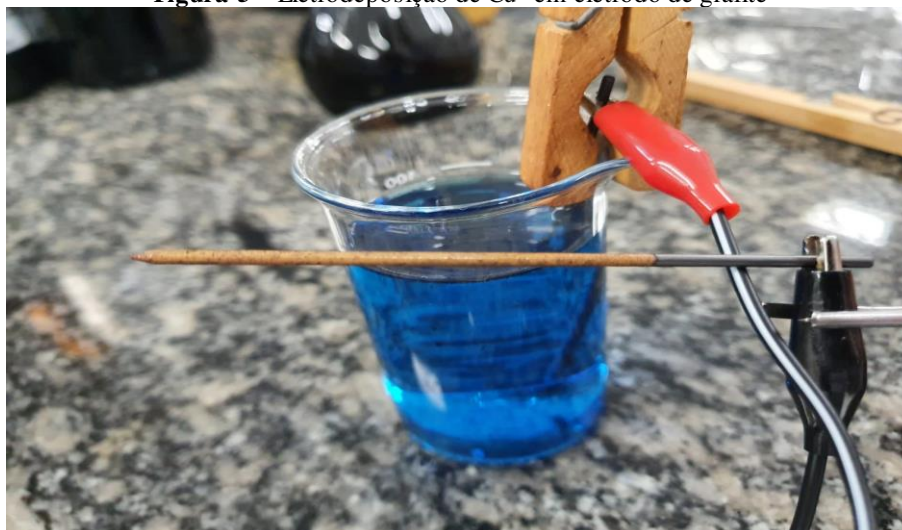
Fonte: Adaptado pelo autor

Com a fonte de alimentação ajustada e ligada, inicia-se o processo de eletrólise do sulfato de cobre II. As reações intrínsecas ao processo de eletrólise do sulfato cúprico aquoso estão descritas nas equações abaixo:



Ao fim do tempo estimado de 5 minutos de reação, desligou-se a fonte de alimentação, e desconectou-se o eletrodo correspondente ao cátodo (polo negativo), onde acontecera a deposição do metal, notando-se uma fina lâmina de um sólido laranja, proveniente da redução do Cu^{2+} para Cu^0 , como nos mostra a Figura 5 abaixo.

Figura 5 – Eletrodeposição de Cu^0 em eletrodo de grafite



Fonte: Adaptado pelo autor

Como descrito na reação, o Cu^0 não foi o único produto proveniente da eletrólise. Através desse processo de eletrodeposição obteve-se a liberação de O_2 no eletrodo com polo positivo (ânodo), além da formação de ácido sulfúrico (H_2SO_4) em solução.

Com a intenção de quantificar a massa de Cu^0 depositada no eletrodo de grafite, pesou-o antes e depois do processo de eletrodeposição, como nos mostra as Figuras 6 e 7 abaixo.

Figura 6 – Massa do eletrodo antes da eletrodeposição



Fonte: Adaptado pelo autor

Figura 7 – Massa do eletrodo após a eletrodeposição



Fonte: Adaptado pelo autor

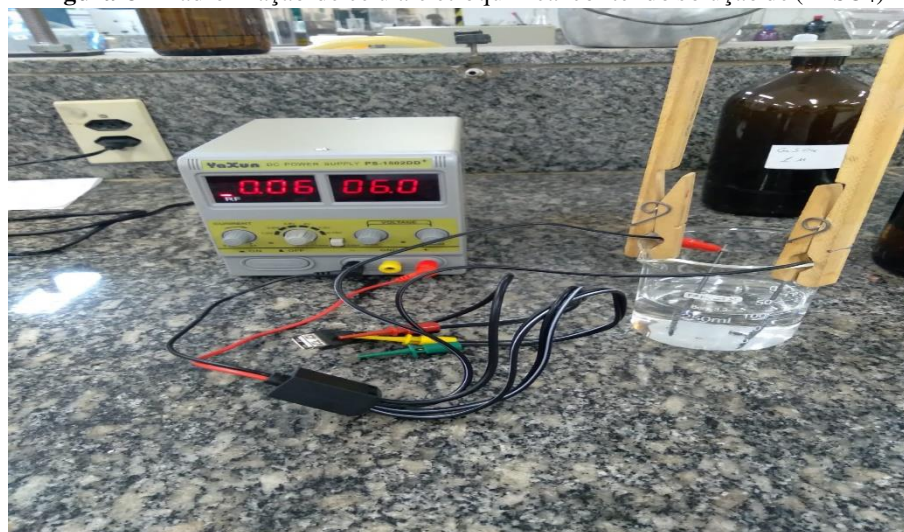
Após os eletrodos devidamente pesados antes e depois do processo de eletrodeposição, subtraiu-se a massa inicial da massa final, obtendo-se uma massa depositada de Cu^0 de 0,0416 g.

Ao obter-se os resultados descritos acima, é possível afirmar que a técnica analítica de eletrodeposição é viável para remoção do sulfato de cobre II, presente em efluentes aquosos, além de ser um ótimo recurso para aplicação em aulas práticas quando trabalha-se o conteúdo de eletrólise.

5.2 2º Ensaio: Sulfato de Zinco (ZnSO_4)

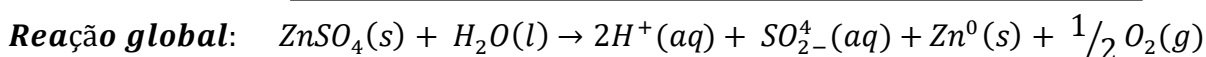
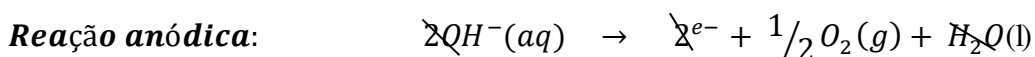
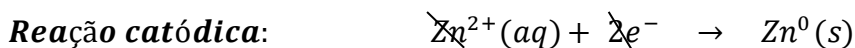
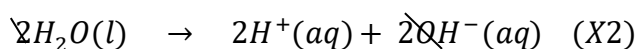
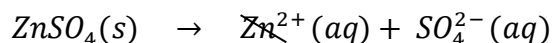
Seguindo as condições operacionais determinadas na Tabela 3, preparou-se uma solução de sulfato de zinco (ZnSO_4), sal inorgânico com massa molar igual a 161 g/mol, com aparência cristalina, incolor, afim de ter-se uma concentração de 1 mol/L, e um volume de 100 mL. Após o preparo, adicionou-a a um becker de 100 mL para início da montagem do sistema de eletrodeposição.

Como descrito no 1º ensaio, os eletrodos utilizados nesse processo foram de grafite, com a finalidade de não interferirem de alguma forma na reação. A corrente elétrica e a tensão elétrica foram as mesmas determinadas na Tabela 3, e também como pode-se observar na Figura 8 abaixo.

Figura 8 – Padronização de célula eletroquímica contendo solução de (ZnSO₄)

Fonte: Adaptado pelo autor

Com a montagem do sistema concluído, iniciou-se o processo de eletrólise quando liga-se a fonte a energia elétrica. As reações envolvidas nesse processo estão descritas nas equações abaixo.



Durante o processo de eletrólise, é notório o desprendimento de gás oxigênio (O₂) que é liberado no polo positivo do sistema (ânodo). Esse gás é proveniente da eletrólise da água, que concomitante a esse processo libera o íon H⁺ que por sua vez fica em solução juntamente com o íon Sulfato (SO₄²⁻) formando o ácido sulfúrico. Ou seja, além da redução do Zn²⁺ para Zn⁰, o processo de eletrólise permite que os íons fiquem em solução formando o ácido sulfúrico (H₂SO₄) e o gás oxigênio (O₂). A deposição do Zn⁰ ocorre no eletrodo ligado ao polo negativo do sistema (cátodo, conector preto), como nos mostra a figura 9 abaixo.

Figura 9 – Eletrodeposição do Zn^0 em eletrodo de grafite



Fonte: Adaptado pelo autor

Os eletrodos envolvidos no processo de eletrodeposição do sulfato de zinco (ZnSO_4), foram pesados antes e depois da eletrólise, afim de saber-se quanto do metal (Zn^0) depositou-se no ânodo (polo negativo). As Figuras 10 e 11 mostram-nos a massa dos eletrodos antes e depois da deposição desse metal.

Figura 10 – Massa do eletrodo antes da eletrodeposição



Fonte: Adaptado pelo autor

Figura 11 – Massa do eletrodo após a eletrodeposição



Fonte: Adaptado pelo autor

Com os eletrodos devidamente pesados antes e depois do processo de eletrodeposição, subtraiu-se a massa inicial da massa final, obtendo-se uma massa depositada de Zn^0 de 0,0500 g.

Ao fim do processo e análise de dados, é possível afirmar que a eletrodeposição é uma técnica viável para remoção do zinco (Zn) de efluentes contendo esse metal em excesso, além de servir como base para experimentos que possam ser desenvolvidos durante a ministração do conteúdo de eletroquímica estudado no ensino médio.

5.3 3º Ensaio: Nitrato de Cromo III ($Cr(NO_3)_3$)

O nitrato de cromo III é um composto químico com massa molar igual a 238 g/mol, e com aspecto opaco antes e depois do preparo da solução. A solução desse sal contendo o metal cromo foi preparada seguindo as condições do Quadro 3, ou seja, concentração de 1 mol/L, e volume de 100 mL.

Para início do processo de eletrodeposição desse metal, foram verificados alguns itens padronizados anteriormente tais como: Corrente elétrica igual à 1A (Ampere) e tensão elétrica igual a 6 V (Volts).

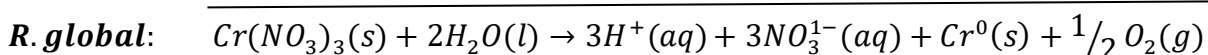
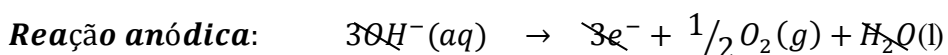
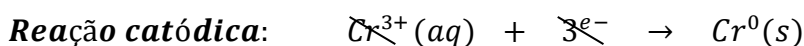
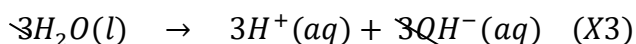
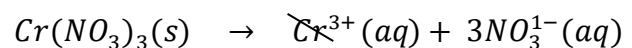
Com o preparo da solução, e a padronização da fonte de alimentação, adiciona-se o eletrólito a cuba eletrolítica, ligou-se os eletrodos de grafite ao polo positivo (ânodo, conector vermelho), e ao polo negativo (cátodo, conector preto), onde ocorreu a deposição desse metal, como visto na Figura 12 a seguir.

Figura 12 – Padronização de célula eletroquímica contendo solução de $(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3)$



Fonte: Adaptado pelo autor

Diferentemente dos metais testados anteriormente, no processo de eletrodeposição do nitrato de cromo III ($\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$), não foi possível a observação da deposição desse metal durante o período em que a fonte estava ligada, fato esse atribuído a coloração escura da solução. As equações envolvidas nesse processo de eletrodeposição estão descritas abaixo.



Através das equações acima, pode-se observar que além da redução do Cr^{3+} para Cr^0 , ocorre-se a formação do gás oxigênio (O_2) proveniente da eletrólise da água, que simultaneamente libera o íon H^{+} que por sua vez liga-se ao íon nitrato (NO_3^{1-}), formando o ácido nítrico (HNO_3) em solução. Ou seja, além da redução do cromo, formam-se o ácido nítrico (HNO_3) e o gás oxigênio (O_2).

Para quantificar o metal depositado no eletrodo de grafite, subtraiu-se a massa do eletrodo após o processo de deposição, menos a massa do eletrodo antes do processo de deposição. A massa dos eletrodos pode ser vista nas Figuras 13 e 14 abaixo.

Figura 13 – Massa do eletrodo antes da eletrodeposição



Fonte: Adaptado pelo autor

Figura 14 – Massa do eletrodo após a eletrodeposição



Fonte: Adaptado pelo autor

Diferentemente dos outros sais testados, o nitrato de cromo III, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, foi o que sofreu menos deposição dentro dos parâmetros pré-estabelecidos para os ensaios, depositando-se uma massa de apenas 0,0065 gramas após o período de 5 minutos de reação.

Tratando-se da eletrodeposição do nitrato de cromo III, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, é possível afirmar que o processo de eletrólise e deposição desse metal torna-se viável, além de contribuir para o ensino-aprendizagem dos discentes ao estudarem o conteúdo de eletroquímica no ensino médio.

5.4 4º ensaio: Nitrato de Prata (AgNO_3)

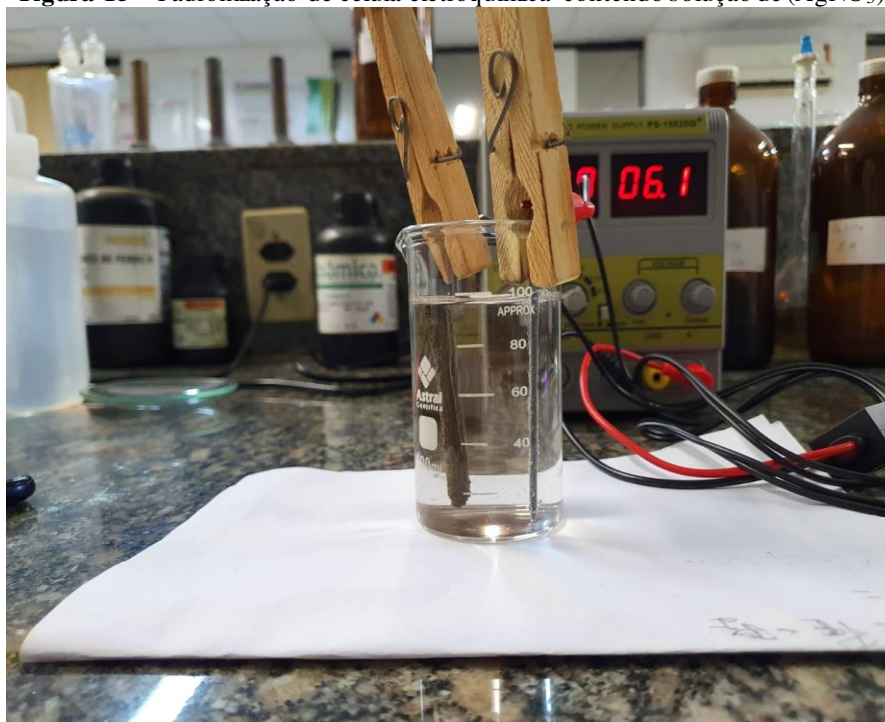
O nitrato de prata possui fórmula unitária AgNO_3 , e uma massa molar igual a 169 g/mol. Trata-se um sal que contém o metal prata (Ag) e possui uma coloração branca em seu estado sólido, e translúcida em meio aquoso.

Dentre os sais utilizados para o processo de eletrodeposição, o nitrato de prata (AgNO_3) foi o que possuiu a menor concentração, apenas 0,1 mol/L. Essa diferença se deu pelo seu elevado valor comercial, e por ser um metal nobre, mas que se comportou-se muito bem durante a eletrólise.

Para início do processo, adicionou-se 100 mL do nitrato de prata a cuba eletrolítica e, posteriormente, ligou-se os conectores aos eletrodos de grafite da seguinte forma: conector de cor preta, polo negativo (cátodo) onde acontece a redução do Ag^+ para Ag^0 , conector de cor vermelha, polo positivo (ânodo) onde ocorre a oxidação e liberação do gás oxigênio (O_2) durante o processo de eletrólise.

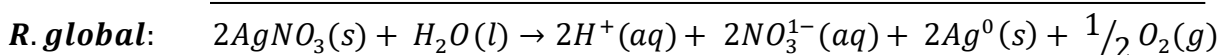
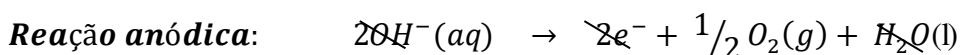
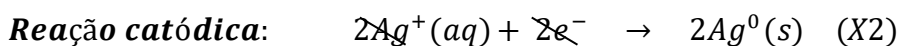
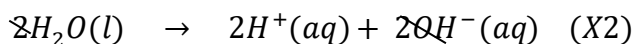
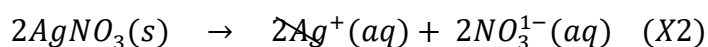
Após as conexões serem estabelecidas e a corrente elétrica junto com a tensão elétrica serem padronizadas em 1 A (Ampere) e 6 V (Volts) respectivamente, inicia-se o processo de eletrodeposição, como pode-se notar na Figura 15 abaixo.

Figura 15 – Padronização de célula eletroquímica contendo solução de (AgNO₃)



Fonte: Adaptado pelo autor

As equações envolvidas no processo de eletrodeposição da prata (Ag) estão descritas nas reações abaixo.



Levando em comparação a concentração em quantidade de matéria utilizada, que foi menor que as dos demais metais, obteve-se uma quantidade considerável de prata depositada ao eletrodo conectado ao cátodo (polo positivo), como nos mostra a Figura 16 a seguir.

Figura 16 – Eletrodeposição de Ag^0 em eletrodo de grafite



Fonte: Adaptado pelo autor

Ao retirar-se o eletrodo da solução, após o tempo pré-determinado de reação de 5 minutos, observou-se que a prata não aderiu-se ao eletrodo de grafite completamente, precisando-se fazer uma filtragem simples da solução afim de saber-se o quanto do metal teria se depositado, para isso, utilizou-se um papel de filtro e um funil. Após a filtragem, deixou-se o papel contendo o filtrado secar por 24 horas na capela a temperatura ambiente, após esse processo pesou-o, obtendo a massa que a Figura 17 nos mostra a seguir.

Figura 17 – Pesagem de papel de filtro contendo Ag^0



Fonte: Adaptado pelo autor

Para se determinar quanto de Ag^0 depositou-se, pesou-se previamente o papel de filtro, que possuía uma massa de 0,5361 g, e subtraiu-se da massa total do papel de filtro mais o metal depositado, que foi de 0,5796 g, obtendo-se uma massa total do metal depositado de 0,0435 g.

Ao fim do processo de eletrodeposição, pode-se afirmar que essa técnica torna-se bem sucedida para remoção do metal (Ag) de efluentes aquosos que contenham essa espécie em excesso, além de contribuir significativamente nos processos de ensino-aprendizagem propostos em sala de aula ao estudar-se o conteúdo de eletroquímica, pois através da experimentação é possível aliar a teoria à prática.

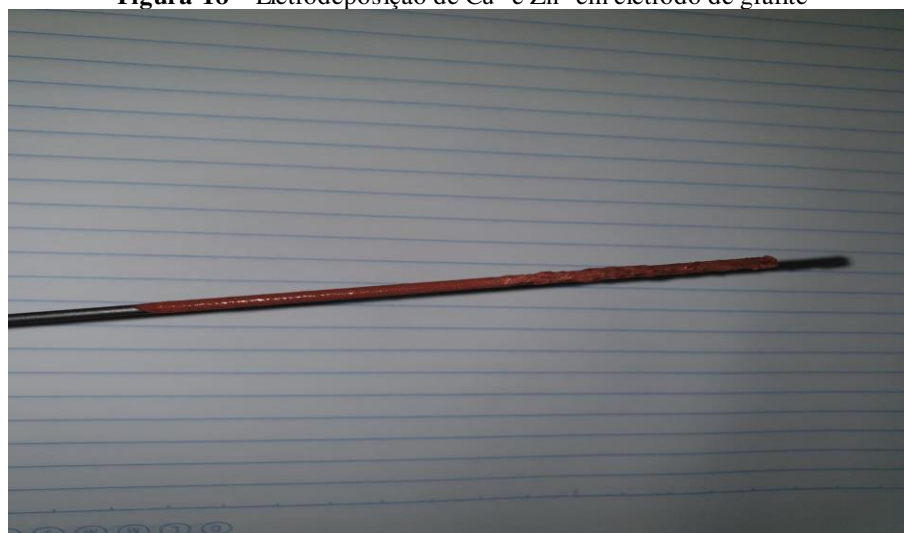
5.5 5º Ensaio: Sulfato de Zinco (ZnSO_4) + Sulfato de Cobre II (CuSO_4)

Após o ensaio com os quatro sais pré-selecionados, pensou-se em um ciclo específico misturando duas soluções de dois sais distintos. Os sais que foram utilizados para fazer essa mistura foram o sulfato de cobre II (CuSO_4), e o sulfato de zinco (ZnSO_4).

Diferentemente dos demais ensaios, tanto o volume da solução dos sais selecionados quanto o tempo de reação foram modificados. Aumentou-se o tempo de reação para 10 minutos, e usou-se apenas 50 mL de cada solução, tendo um volume final de 100 mL. A intenção desse novo ensaio era ter uma noção de qual metal se depositaria primeiro.

Após a adição das duas soluções a cuba eletrolítica, ligou-se o gerador, e inicia-se o processo de eletrodeposição. Após o tempo pré-determinado de 10 minutos, desliga-se a fonte de alimentação, e o resultado pode ser visto na Figura 18 abaixo.

Figura 18 – Eletrodeposição de Cu^0 e Zn^0 em eletrodo de grafite

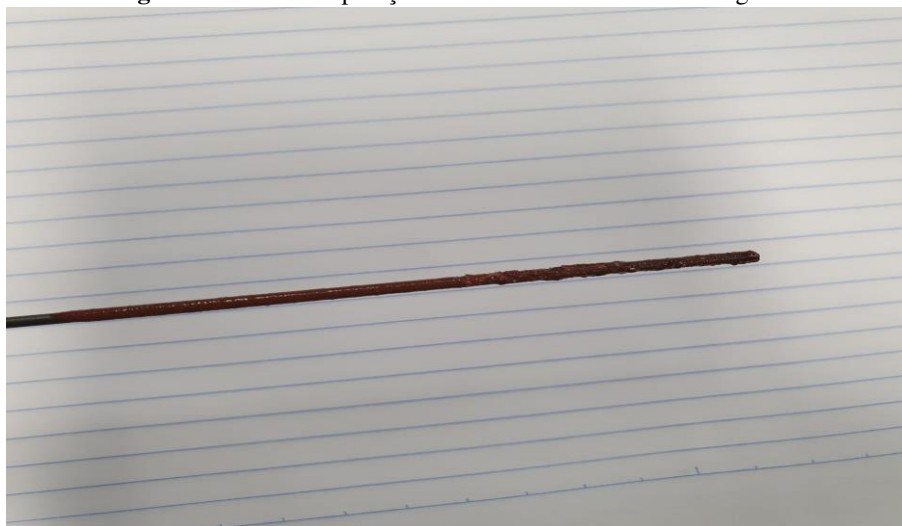


Fonte: Adaptado pelo autor

Pelo aspecto granuloso do eletrodo de grafite, pensou-se na hipótese de que o Zinco se depositou primeiro em relação ao cobre, tendo em vista que é perceptível a deposição de uma lâmina de cobre a parte externa do eletrodo. Esse mesmo ciclo de ensaios fora realizado mais

duas vezes, em um ciclo adicionou-se primeiro 50 mL de sulfato de zinco, iniciando-se o processo de eletrodeposição, e ao passar-se cinco minutos de reação, adicionou-se 50 mL do sulfato de cobre. Esse ensaio foi pensado para poder comparar o resultado final dos dois processos de eletrodeposição. O resultado desse ciclo pode ser visto na Figura 19 abaixo.

Figura 19 – Eletrodeposição de Zn^0 e Cu^0 em eletrodo de grafite



Fonte: Adaptado pelo autor

Ao comparar-se o processo final dos dois ciclos de ensaios, é notória a semelhança no aspecto granuloso dos eletrodos que contém os metais na sua forma reduzida, contribuindo para a hipótese que o zinco (Zn) se depositou primeiro em relação ao cobre (Cu).

Ao fim desse ensaio misto, conclui-se que a eletrodeposição pode ser também aplicada a efluentes que contenham mais de um metal em excesso. Vale salientar que o principal objetivo desse trabalho é propor um experimento didático utilizando-se do processo de eletrodeposição, afim de facilitar os processos educativos relacionados a propagação dos conhecimentos de química a alunos do ensino médio, mais especificamente quando se estuda o conteúdo de eletroquímica, além de ser um ponto de apoio para o professor, no objetivo da sua práxis pedagógica.

6 CONCLUSÃO

Ao fim do referido trabalho, e analisando-se o objetivo geral, que se trata da construção de um experimento didático envolvendo a remoção de metais pesados por eletrodeposição, pode-se concluir que a construção e execução do experimento foi realizada com êxito, tendo em vista que foi possível tanto a montagem do sistema, através da fonte de alimentação, da cuba eletrolítica e dos eletrodos de grafite, além das soluções que continham os metais pesados a serem removidos pelo processo de eletrólise.

No desenvolvimento da pesquisa, foi possível também conhecer as principais técnicas analíticas utilizadas para o tratamento de efluentes aquosos contendo metais pesados, chegando-se a conclusão que a eletrodeposição é uma técnica viável para remoção da concentração de metais pesados de efluentes aquosos.

Foi possível compreender através de resultados obtidos que a experimentação no ensino de química é uma ferramenta promissora na facilitação e assimilação dos conhecimentos relacionados aos conteúdos de eletroquímica do ensino médio.

No intuito de, futuramente, aplicar o experimento em turmas do ensino médio, elaborou-se um roteiro de aula prática relacionado a remoção de metais pesados de efluentes aquosos por eletrodeposição. O roteiro descreve detalhadamente os processos eletrodepositivos que se obteve sucesso, os metais envolvidos nesse processo foram o cobre, zinco, prata e cromo.

Conclui-se que o processo de eletrodeposição correspondeu às expectativas em relação a remoção dos metais testados durante os experimentos, tendo em vista que em todos os ensaios foi-se possível a deposição dos metais acima citados, caracterizando-a como uma técnica viável para esse processo.

REFERÊNCIAS

- AGUIAR, M. R. M. P. de; NOVAES, A. C.; GUARINO, A. W. S. Remoção de metais pesados de efluentes industriais por aluminossilicatos. **Química Nova**, v. 25, n. 6, p.1145-1154. 2002.
- BRASIL. Ministério do Meio Ambiente. Conselho Nacional do Meio Ambiente – CONAMA. **Resolução N° 430, de 13 de maio de 2011**. Dispõe sobre as condições e padrões de lançamento de efluentes, complementa e altera a Resolução no 357, de 17 de março de 2005, do Conselho Nacional do Meio Ambiente – CONAMA. 2011. Disponível em: <https://www.saude.mg.gov.br/images/documentos/RE%20CONAMA%20403-2011_Lancamento%20de%20Efluentes.pdf>. Acesso em: 10 de abril de 2021.
- BARBOSA, R. M. A. **A experimentação alternativa como ferramenta auxiliar no processo de ensino dos conceitos de eletroquímica**. 2017. 51f. Trabalho de Conclusão de Curso (Graduação em Química) – Universidade Estadual da Paraíba, Campina Grande, 2017.
- BORBA, C. E. **Modelagem da remoção de metais pesados em coluna de adsorção de leito fixo**. 2006. 172p. Dissertação (mestrado em engenharia Química) – Universidade Estadual de Campinas, Faculdade de Engenharia Química, Campinas, São Paulo, 2006.
- BROWN T. L. JÚNIOR, H. E. L; BURSTEN, B. E; MURPHY, C. J; WOODWARD, P. M; STOLTZFUS, M. W. **Química: a ciência central**. 13. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2016.
- CARMEL, N. J. C; PACCA, J. L. A. Concepções alternativas em eletroquímica e circulação da corrente elétrica. **Caderno Brasileiro Ensino de Física**, v. 28, n. 1, p. 7-26, 2011. DOI: <https://doi.org/10.5007/2175-7941.2011v28n1p7>.
- CAVALCANTI, J. E. W. A. **Manual de tratamento de efluentes industriais**. São Paulo: Cavalcante, 2009.
- CERVELIN, P. C. **Avaliação da remoção do corante comercial reativo azul 5G utilizando macrófita *Salvinia***. 2010. 106p. Dissertação (Mestrado em desenvolvimento de processos) – Universidade do Oeste do Paraná, Toledo, 2010.
- DEZOTTI, M. **Processo e Técnicas para o Controle Ambiental de Efluentes Líquidos**. Rio de Janeiro: Papers, 2008.
- DUFUSS, J. H. Heavy Metal – A Meaningless Term? **Pure Appl. Chem.** v. 74, n. 5, p. 793–807, 2002. DOI: <http://dx.doi.org/10.1351/pac200274050793>.
- FIGUERÊDO, D. V. **Manual para gestão de resíduos químicos perigosos de instituições de ensino e de pesquisa**. Belo Horizonte: Conselho Regional de Química de Minas Gerais, 2006.
- FIUZA, L. P. **Desenvolvimento e avaliação de uma planta piloto para tratamento de efluentes aquosos contendo metais pesados utilizando o método da eletrocoagulação**:

análise do desempenho do processo e caracterização do resíduo gerado. 2015. 122p. Dissertação (Mestrado em engenharia de materiais) – Centro Federal de Educação Tecnológica de Minas Gerais, Belo Horizonte, 2017.

GUIMARÃES L. P.; CASTRO, D. L. A experimentação e a Pilha de Daniell numa abordagem demonstrativa-investigativa. **Revista Ciências & Ideias**. v. 9. n. 3. p. 195-212. 2018. DOI: 10.22047/2176-1477/2018.v9i3.884.

LIMA, D. P. **Avaliação da contaminação por metais pesados na água e nos peixes da bacia do Rio Cassiporé, Estado do Amapá, Amazônia, Brasil.** 2013. 147 f. Dissertação (Mestrado em Biodiversidade Tropical) – Fundação Universidade Federal do Amapá, Programa de Pós-Graduação em Biodiversidade Tropical, Macapá, 2013.

MERÇON, F; GUIMARÃES, P.I.C; MAINIER, F.B. Corrosão: Um exemplo usual de fenômeno Químico. **Química nova na escola**. v.1, n. 19, p.11-14. 2004.

PIAGET, J. **A equilibração das estruturas cognitivas.** Rio de Janeiro: Zahar, 1975.

PIETROBELLI, J. M. T. de A. **Avaliação do potencial de bio sorção dos íons Cd (II) Cu (II) e Zn (II) pela macrófita Egéria Densa.** 2007. 98p. Dissertação (Mestrado em Desenvolvimento de Processos) - Universidade Estadual do Oeste do Paraná, Toledo, 2007.

REIS, P. M. dos. **Gerenciamento de Resíduos Químicos nas Universidades Federais Brasileiras.** 2014. 28p. Trabalho de Conclusão de Curso (Graduação em Química). Universidade Federal de São João del-Rei, São João del-Rei, 2014.

RODRIGUES, M. V. C. **Wetland construído de fluxo vertical empregado no tratamento de esgoto de um restaurante universitário.** 2016. 97p. Trabalho de Conclusão de Curso (Bacharelado em Engenharia Ambiental) – Universidade Tecnológica Federal do Paraná, Londrina, 2016.

SANTOS, I. C. A. **Estudo da Remoção de íons de cádmio, chumbo e cobre por eletrodeposição.** 2015. 114p. Dissertação (Mestrado em Engenharia Química) – Universidade Federal Fluminense, Niterói, 2015.

SANTOS, I. C. de A; MONTEIRO, L. P.C; MAINIER, F.B. Tratamento de efluentes aquosos temas livres contendo cádmio, chumbo e cobre, a partir da técnica de eletrodeposição. **Rev. Augustus**. v. 20, n. 40, p143-154. 2015. DOI: 10.15202/19811896.2015v20n40p143.

SCHULTZ, D. R.; PONTE, M. J. J. S.; PONTE, H. A. **Recuperação de metais pesados (Pb, Cu e Ni) de efluentes industriais utilizando reator eletroquímico de leito particulado.** 2003. Tese de Doutorado. 2003. Universidade Federal do Paraná.

SILVA, J. C. S. da; AMARAL, E. M. R. do. Uma Análise de Estratégias Didáticas e Padrões de Interação Presentes em Aulas sobre Equilíbrio Químico. **Revista Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências**. v. 17, n. 3, p. 985–1009. 2017. DOI: <https://doi.org/10.28976/1984-2686rbpec2017173985>.

SKOOG, D. A.; WEST, D. M.; HOLLER, F. J.; CROUCH, S.R. **Fundamentals of Analytical Chemistry.** 9. ed. Belmont (USA): Thomson Brooks/Cole. 2013.

SOUZA, A. R. C. **Remoção do fármaco cloridrato de ciprofloxacina em solução pelo processo de eletrocoagulação.** 2016.139p. Dissertação (Mestrado) – Universidade Estadual do Oeste do Paraná, Toledo, Paraná, 2016.

ANEXOS



**INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DA
PARAÍBA – CAMPUS SOUSA**
DISCIPLINA: QUÍMICA
TURMA: 3º ANO/INFORMÁTICA TURNO: INTEGRAL
PROFESSOR: AILTON LINHARES DA SILVA
ALUNO(A): _____

ROTEIRO DE AULA PRÁTICA

AULA PRÁTICA N° 1: REMOÇÃO DE METAIS PESADOS DE EFLUENTES AQUOSOS POR ELETRODEPOSIÇÃO

1. OBJETIVOS

- Facilitar o ensino de eletroquímica no ensino médio.
- Reconhecer a importância da experimentação na facilitação do processo de ensino-aprendizagem.

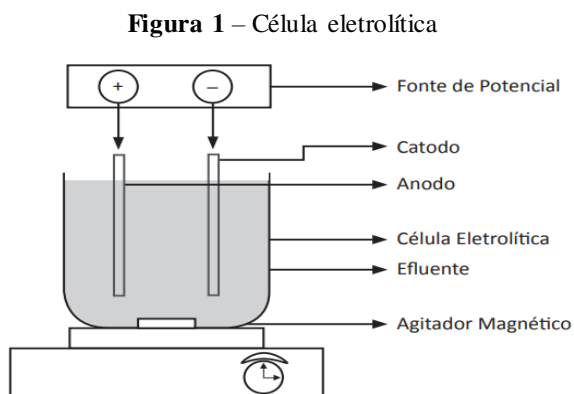
2. INTRODUÇÃO

A eletrodeposição é um processo que ocorre com a passagem de corrente elétrica por uma célula eletroquímica. Uma célula eletrolítica por sua vez, consiste em um dispositivo que é composto por dois condutores ou semicondutores que estejam imersos em um determinado eletrólito. O eletrodo onde irá ocorrer a deposição do metal desejado é chamado de cátodo, enquanto que o outro eletrodo que é utilizado para completar o circuito é chamado de ânodo. (SANTOS; MONTEIRO; MAINIER, 2015).

Para trabalharmos com essa técnica, precisamos saber alguns conceitos sobre o conteúdo de eletroquímica estudado em sala de aula. Conforme Brown et al., (2016) a eletroquímica é caracterizada pelo estudo das relações entre a eletricidade e as reações químicas, se dispondo a estudar os processos espontâneos e não espontâneos, e também por se dispor a estudar os fenômenos que ocorrem transferência de elétrons. Essas reações são conhecidas como reações de oxidação/redução pois ao mesmo tempo em que uma espécie se oxida (perde elétrons) a outra reduz (ganha elétrons), havendo assim a transformação de energia química em energia elétrica.

Nessas reações de oxirredução, os eletrólitos são preparados a partir da dissolução de sais de metais. Tais reações só se tornam possíveis devido a presença de corrente elétrica, se

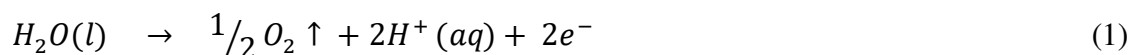
caracterizando como uma reação não espontânea. A Figura 1 representa uma célula eletrolítica simples.



Fonte: (SANTOS, 2015).

Nos processos eletrodepositivos, os metais a serem removidos dos efluentes são depositados no cátodo, após a redução dos seus respectivos íons que antes estavam presentes na solução. As reações que se espera que aconteça em uma célula eletrolítica serão descritas a seguir nas equações 1 e 2 respectivamente.

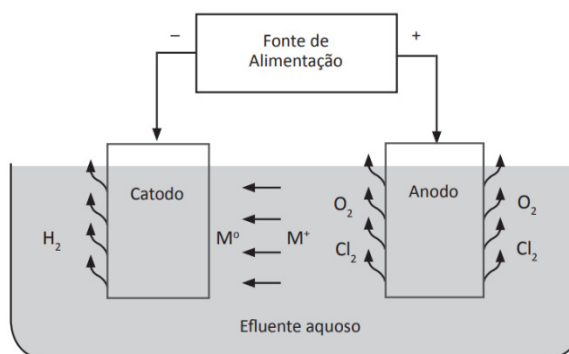
a) Ânodo:



b) Cátodo:



Em que, M simboliza o metal presente no meio reacional que se pretende remover. É importante salientar que outras reações também podem acontecer concomitante a essa, tanto nas superfícies dos cátodos como nas dos ânodos. Essas reações são possíveis de acontecer tanto pela eletrólise da água, como pela existência de outros compostos no meio reacional. Os sistemas de bateladas (ciclos), são os mais indicados por serem simples e mais eficientes do que sistemas contínuos para os processos de eletrodeposição, (SANTOS, 2015). A Figura 2 apresenta um arranjo do processo de eletrodeposição em batelada.

Figura 2 – Arranjo da eletrodeposição em bateladas

Fonte: (SANTOS, 2015)

Tendo em vista o custo dos processos e a viabilidade dos resíduos finais, a eletrodeposição se torna um método viável para o tratamento de efluentes contendo metais pesados em excesso pela praticidade de se trabalhar em pequena, média e grande escala. (FIUZA, 2017).

3. MATERAIS E REAGENTES

Equipamentos: Balança analítica eletrônica; fonte de alimentação digital; capela.

Vidrarias: Béquer; vidro de relógio; bastão de vidro; funil.

Acessórios: Pegadores de madeira; pinça; eletrodos de grafite; cronômetro; papel de filtro.

Reagentes: Soluções 1 mol/L de CuSO_4 ; ZnSO_4

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Para o CuSO_4 e ZnSO_4

- 1- Adicionar 50 mL de Sulfato de cobre II ao béquer designado para ser a cuba eletrolítica.
- 2- Aferir a massa do eletrodo antes do processo de eletrodeposição, afim de saber-se o quanto do metal será depositado ao final do processo.
- 3- Após a aferição da massa do eletrodo, conecte-os aos polos positivo (ânodo) e negativo (cátodo) da fonte de alimentação.
- 4- Antes de adicionar os eletrodos a solução, ligue a fonte de alimentação, e ajuste a corrente elétrica para 1 A, e a tensão elétrica para 6 V.
- 5- Com a ajuda de pegadores de madeira, fixe os eletrodos de forma que fiquem separados um do outro dentro da cuba eletrolítica.

- 6- Após a montagem do sistema, e a padronização da corrente e tensão elétrica, inicie a reação ligando a fonte, e com o auxílio do cronômetro marque 5 minutos para o fim do processo de eletrodeposição.
- 7- Após os 5 minutos de reação. Retire o eletrodo com o auxílio de uma pinça, coloque-o no vidro de relógio, e leve-o a balança analítica para aferição da massa do eletrodo após o processo de eletrodeposição, depois compare as massas do antes e depois da eletrólise.
- 8- Repita o processo para a solução de ZnSO_4 .

REFERÊNCIAS

BROWN T. L. JÚNIOR, H. E. L; BURSTEN, B. E; MURPHY, C. J; WOODWARD, P. M; STOLTZFUS, M. W. **Química: a ciência central**. 13. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2016.

FIUZA, L. P. **Desenvolvimento e avaliação de uma planta piloto para tratamento de efluentes aquosos contendo metais pesados utilizando o método da eletrocoagulação: análise do desempenho do processo e caracterização do resíduo gerado**. 2015. 122p. Dissertação (Mestrado em engenharia de materiais) – Centro Federal de Educação Tecnológica de Minas Gerais, Belo Horizonte, 2017.

SANTOS, I. C. A. **Estudo da Remoção de íons de cádmio, chumbo e cobre por eletrodeposição**. 2015. 114p. Dissertação (Mestrado em Engenharia Química) – Universidade Federal Fluminense, Niterói, 2015.



INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DA PARAÍBA

Campus Sousa

Av. Pres. Tancredo Neves, S/N, Jardim Sorrilândia, CEP 58800-970, Sousa (PB)

CNPJ: 10.783.898/0004-18 - Telefone: (83) 3522.2727

Documento Digitalizado Ostensivo (Público)

Entrega da versão eletrônica do trabalho de conclusão de curso

Assunto: Entrega da versão eletrônica do trabalho de conclusão de curso
Assinado por: Ailton Silva
Tipo do Documento: Anexo
Situação: Finalizado
Nível de Acesso: Ostensivo (Público)
Tipo do Conferência: Cópia Simples

Documento assinado eletronicamente por:

- **Ailton Linhares da Silva, ALUNO (201718740022) DE LICENCIATURA EM QUÍMICA - SOUSA**, em 05/09/2022 17:20:11.

Este documento foi armazenado no SUAP em 05/09/2022. Para comprovar sua integridade, faça a leitura do QRCode ao lado ou acesse <https://suap.ifpb.edu.br/verificar-documento-externo/> e forneça os dados abaixo:

Código Verificador: 615965

Código de Autenticação: c1dd9c977d

