



**INSTITUTO
FEDERAL**
Paraíba

INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DA PARAÍBA

MARCONI DOS SANTOS RIBEIRO JÚNIOR

**APLICAÇÃO DE AULA PRÁTICA DE ELETRÓLISE NO ENSINO
MÉDIO E SUA AVALIAÇÃO COM O MÉTODO DE EVOCAÇÃO LIVRE
DE PALAVRAS**

João Pessoa – PB

2019

MARCONI DOS SANTOS RIBEIRO JÚNIOR

**APLICAÇÃO DE AULA PRÁTICA DE ELETRÓLISE NO ENSINO
MÉDIO E SUA AVALIAÇÃO COM O MÉTODO DE EVOCAÇÃO LIVRE
DE PALAVRAS**

Monografia submetida a Coordenação do Curso de Licenciatura em Química do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia da Paraíba, Campus I, como requisito para a conclusão do Curso de Licenciatura em Química.

Orientador: Prof. Dr. Francisco Emanuel Ferreira de Almeida

João Pessoa – PB

2019

APLICAÇÃO DE AULA PRÁTICA DE ELETRÓLISE NO ENSINO MÉDIO E SUA
AVALIAÇÃO COM O MÉTODO DE EVOCAÇÃO LIVRE DE PALAVRAS

MARCONI DOS SANTOS RIBEIRO JUNIOR

Monografia submetida à aprovação em: 14 / 08 / 2019


Parecer:

Após discussão o aluno foi considerado
Aprovado pela banca examinadora.

Banca:


Prof. Dr. Francisco Emanuel Ferreira de Almeida (orientador)


Prof. Dr. Edvaldo Amaro Santos Correia (avaliador)


Prof. Ms. Suely Oliveira Carneiro (avaliadora)

João Pessoa
Agosto de 2019

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação – CIP
Biblioteca do IFPB, *Campus* João Pessoa

R484a Ribeiro Júnior, Marconi dos Santos.
Aplicação de aula prática de eletrólise no ensino médio e sua avaliação com o método de evocação livre de palavras / Marconi dos Santos Ribeiro Júnior. – 2019.
46 f. : il.

TCC (Graduação – Licenciatura em Química) – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia da Paraíba – IFPB / Coordenação do Curso de Licenciatura em Química.
Orientador: Prof. Dr. Francisco Emanuel Ferreira de Almeida.

1. Ensino de química. 2. Experimentação no ensino de química. 3. Eletroquímica. 4. Evocação livre de palavras. I. Título.

CDU 37:54

Dedico este trabalho aos meus avós,
Sebastião Ribeiro de Almeida (*in
memoriam*), Josefa dos Santos Ribeiro
(*in memoriam*), Euclides Salustiano
Tomé e Emília Lopes Tomé.

AGRADECIMENTOS

Agradeço, primeiramente, a Deus, pelo dom da vida, por me confortar nos momentos mais difíceis e me dar forças para sempre seguir em frente.

Aos meus pais e a minha irmã, aos quais devo todo o meu amor, onde diante de tantas lutas sempre foram o meu alicerce, vocês me ensinaram os principais valores da vida. E por todos os sacrifícios que fizeram em prol da minha educação essa conquista com certeza é para vocês.

A minha amada companheira Lile (pra mim Lile's), por todo cuidado, apoio, carinho, amor, companheirismo e ensinamentos, você é uma grande mulher e o meu amor por você é imensurável, obrigado por existir em minha vida.

Ao meu orientador professor Francisco Emanuel, por todo o suporte dado ao longo dessa jornada, pela paciência, dedicação e por acreditar em mim. A minha graduação teve outro sentido após as suas aulas, serei eternamente grato.

Ao Programa de Educação Tutorial (PET), que entrou em minha vida em um momento crucial e a mudou completamente desde então. Foram anos de experiência que me fizeram crescer como profissional e principalmente como pessoa. Aos professores Jailson Machado e Alessandra Tavares, tutores enquanto fui membro do grupo a minha eterna gratidão.

As amizades que fiz no PET Química IFPB, em especial cito: Bruno Enedino; Isabele Francelino; Emerson Moreira, Paulo Ricardo, Jefferson Santos, Mayzza Araujo, Layce Alicy; Mileny Ferreira; Edna Sabino, Rayssa Medeiros, Leandro Severino, Lucas Oliveira, Lucas Rodrigues, Fernanda Rodrigues, Henrique Guedes, Davi Viera, e Adriana Pinto. Vivemos e passamos momentos incríveis juntos, com certeza vocês moraram no meu coração para sempre.

A todos os amigos que a graduação me deu e aos que estiveram comigo durante toda essa jornada: Lucas Caetano, Bruno Vasconcelos, Daniel Gabriel, Jéssica Lorena, Joselito, Eliel, Joab Barbosa, Marcus Vinicius, Andrei e Rafael Xavier. Com certeza aprendemos muito uns com os outros, muito obrigado.

Por fim, agradeço a coordenadora do curso Suely Carneiro pela gentileza de sempre, a todo corpo docente do curso de Química e funcionários do IFPB Campus João Pessoa.

“A Terceira Lei de Newton. A única forma dos homens chegarem a algum lugar é deixando algo para trás.”.

- Tars em Interestelar

RESUMO

O presente trabalho teve como objetivo principal desenvolver uma proposta de ensino experimental que permita fomentar o aprendizado da eletroquímica a partir de práticas construídas com materiais de baixo custo, baseando-se no fenômeno da eletrodeposição através da cobreação em uma colher metálica. Após a otimização dos experimentos, as práticas desenvolvidas foram aplicadas no contexto da educação de Química, em uma turma do segundo ano do ensino médio do Centro Profissionalizante Deputado Antônio Cabral. A metodologia utilizou parâmetros qualitativos e quantitativos de obtenção de dados. Os experimentos foram produzidos a partir de materiais de baixo custo como: tarugo de ferro; pote de vidro; aquário de vidro; colher de metal; carregador de celular; soluções químicas e uma fonte de energia. Foi utilizada como recurso prévio e posterior de avaliação a técnica da Evocação Livre de Palavras. Esse método iniciou-se na solicitação aos alunos que escrevessem em ordem de importância, as cinco primeiras palavras que lhes surgem à mente acerca do tema. Na conclusão desse trabalho os sistemas experimentais revelaram-se de fáceis montagens, permitiu sua otimização e levou a visualização dos fenômenos, bem como contribuiu para a melhoria do grau de aprendizado dos discentes envolvidos nas aulas.

Palavras Chave: Eletrodeposição; Ensino de Química; Evocação livre de palavras.

ABSTRACT

The present work had as main objective to develop a proposal of experimental teaching that allows to promote the learning of electrochemistry from practices built with low cost materials, based on the phenomenon of electrodeposition through the a metallic spoon. After the optimization of the experiments, the developed practices were applied in the context of chemistry education, in a class of the second year of high school of the Deputy Antônio Cabral Professional Center. The methodology used qualitative and quantitative parameters to obtain data. The experiments were produced from low cost materials such as: iron billet; glass jar; glass aquarium; metal spoon; phone charger; chemical solutions and a source of energy. It was used as a prior and subsequent evaluation resource the Free Word Evocation technique. This method began by asking students to write in order of importance the first five words that come to mind about the topic. In the conclusion of this work the experimental systems proved to be easy to assemble, allowed its optimization and led to the visualization of the phenomena, as well as contributed to the improvement of the learning level of the students involved in the classes.

Keywords: Electrodeposition; Chemistry teaching; Free Word Evocation technique

LISTA DE ILUSTRAÇÕES

Figura 1. Esquema da pilha de Volta.....	20
Figura 2. Condução de corrente elétrica em agregados iônicos.....	23
Figura 3. Eletrodo de zinco, $Zn_{(s)} Zn^{+2}$	24
Figura 4. A célula de Daniell consiste de eletrodos de zinco e cobre, mergulhados em soluções de sulfato de zinco e sulfato de cobre (II), respectivamente.....	25
Figura 5. Ponte Salina.....	26
Figura 6. Galvanoplastia ou eletrodeposição de ouro sobre um anel de alumínio.....	31
Figura 7. Equação para o cálculo da OME.....	35
Figura 8. Esquema do sistema eletrolítico utilizado na eletrodeposição de cobre na colher metálica.....	38
Figura 9. Sistema eletrolítico e colher após a cobreação.....	40

LISTA DE QUADRO E TABELAS

Tabela 1. Valores de potenciais de eletrodo padrão.....	28
Quadro 1: Relações entre ΔG^0 , K e $E^0_{\text{célula}}$	34
Quadro 2. Classificação dos grupos de elementos.....	36
Tabela 2. Quadrantes construídos a partir das palavras evocadas pelos alunos antes do experimento.....	41
Tabela 3. Quadrantes construídos a partir das palavras evocadas pelos alunos após ao experimento.....	42

LISTA DE SIGLAS E ABREVIATURAS

LDB – Lei das Diretrizes e Bases

PCNEM – Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio

DDP – Diferença de Potencial

FEM – Força Eletromotriz

ELP – Evocação Livre de Palavras

OME – Ordem Média de Evocação

IFPB – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia da Paraíba

CPDAC – Centro Profissionalizante Deputado Antônio Cabral

SUMÁRIO

1. Introdução.....	13
2. Objetivos.....	15
2.1. Objetivo Geral.....	15
2.2. Objetivos Específicos.....	15
3. Fundamentação Teórica.....	16
3.1. Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional (LDB).....	16
3.2. Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM).....	17
3.3. Experimentação no Ensino de Química.....	18
3.4. Eletroquímica.....	19
3.5. Evocação Livre de Palavras.....	35
4. Procedimentos Metodológicos.....	37
5. Resultados e Discussão.....	40
6. Considerações Finais.....	44
7. Referências Bibliográficas.....	45

1 INTRODUÇÃO

A educação pública apesar de estarmos no século XXI na maioria das escolas se oferece uma infraestrutura inadequada para o bom funcionamento do ensino de ciências da natureza, inviabilizando a aulas experimentais, toda via o professor ver-se forçado a criar experimentos com materiais e reagentes facilmente encontráveis, permitindo assim a realização do experimento em qualquer espaço (escola) O que se deve entender é que a experimentação na escola de ensino médio tem um caráter pedagógico que se diferencia do realizado pelos cientistas. Não obstante, poucos problematizam o modo de realizar os experimentos, o que pode ser explicado, em Investigações em Ensino de Ciências em parte, por suas crenças na promoção incondicional da aprendizagem por meio da experimentação ^[1].

A contextualização dos diversos conteúdos abordados no ensino médio é, muitas vezes, inexistente, fazendo com que o aprendizado dos estudantes fique comprometido. Para dar significado a um determinado conteúdo é necessário que o discente possa associar o que é visto em sala de aula a algo fora dela. No entanto, alguns professores, principalmente os mais tradicionais, não fazem essa ponte, e o aluno, por si só, pode não conseguir estabelecer alguma relação entre o que estuda na escola e acontecimentos que ocorrem no seu dia a dia.

O professor pode considerar, em aulas expositivas, as descobertas dos aprendizes para trabalhar significativamente os conteúdos pretendidos, pois ao trabalhar com as dificuldades e explicações dos alunos ao fenômeno, ele aliará as concepções prévias aos novos conhecimentos. Não se trata de trabalhar a química que só existe no livro e para a escola. Ao utilizar a experimentação, associando os conteúdos curriculares ao que o educando vivenciou, o educador trabalhará de forma contextualizada, pois não é o problema proposto pelo livro ou a questão da lista de exercício, mas os problemas e as explicações construídas pelos atores do aprender diante de situações concretas. A experimentação pode ser utilizada para demonstrar os conteúdos trabalhados, mas utilizar a experimentação na resolução de problemas pode tornar a ação do educando mais ativa. No entanto, para isso, é necessário desafiá-los com problemas reais; motivá-los e ajudá-los a superar os problemas que parecem intransponíveis; permitir a cooperação e o trabalho em

grupo; avaliar não numa perspectiva de apenas dar uma nota, mas na intenção de criar ações que intervenham na aprendizagem [2-4].

A eletroquímica está presente no cotidiano das pessoas, sejam-nos mais diferentes equipamentos eletroeletrônicos, bem como na eletrodeposição e na corrosão. Assim, esse tema torna-se um instrumento interessante para contextualização em aulas, pois é um tema que está relacionado ao cotidiano e que oportuniza ao discente adquirir conhecimento teórico daquilo que ele presencia no seu ambiente, como também permite ao professor fazer uso da experimentação para fomentar o conhecimento da eletroquímica. A experimentação traz uma contribuição que pode potencializar o aprendizado dos estudantes, pois a utilização de experimentos, principalmente no ensino de Química, que é uma ciência de cunho essencialmente experimental, desperta alguns órgãos dos sentidos, tornando a aprendizagem mais atraente e significativa.

Avaliar se os experimentos aplicados deram resultados positivos no grau de aprendizado de uma turma não é tarefa fácil. Existem diferentes formas de avaliar, uma das é a evocação livre de palavras que consiste em uma ferramenta que permite obter a representação social de um determinado grupo de pessoas, ou seja, através da evocação de palavras escritas em ordem de prioridade sobre um determinado tema, é possível entender qual o pensamento do grupo como um todo.

Diante do exposto, esse trabalho consistiu em desenvolver uma proposta de ensino experimental, que permita fomentar o aprendizado da eletroquímica a partir de uma prática construída com materiais de baixo custo e utilizar a evocação livre de palavras como ferramenta de avaliação dessas aulas experimentais.

2 OBJETIVOS

2.1 OBJETIVO GERAL

Desenvolver uma aula experimental de eletrólise para o Ensino Médio e avaliar o nível de aprendizado com a metodologia da evocação livre de palavras.

2.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Realizar levantamento científico sobre o tema pesquisado;
- Elaborar um sistema para a observação do fenômeno da eletrodeposição utilizando materiais de baixo custo e realizar observações qualitativas e quantitativas sobre o comportamento do sistema para o estudo do fenômeno em questão;
- Otimizar os experimentos para uma melhor execução e observação do comportamento do sistema de eletrodeposição;
- Aplicar o experimento proposto em uma turma do ensino médio;
- Aferir o grau de aprendizagem dos discentes envolvidos na pesquisa com a técnica de evocação livre de palavras como instrumento de avaliação.

3 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

3.1. LEI DE DIRETRIZES E BASES DA EDUCAÇÃO NACIONAL (LDB)

A Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional (LDB), registrada sob o nº 9.394, de 20 de dezembro de 1996, instrui sobre a educação escolar desde a educação infantil ao ensino superior, praticada nos ambientes educacionais próprios, abrangendo as instituições públicas nas esferas federal, estadual e municipal. No que se refere á educação para o ensino médio, a LDB estabelece os seguintes critérios ^[5]:

Art. 35. O ensino médio, etapa final da educação básica, com duração mínima de três anos, terá como finalidades:

I – a consolidação e o aprofundamento dos conhecimentos adquiridos no ensino fundamental, possibilitando o prosseguimento de estudos;

II – a preparação básica para o trabalho e a cidadania do educando, para continuar aprendendo, de modo a ser capaz de se adaptar com flexibilidade a novas condições de ocupação ou aperfeiçoamento posteriores;

III – o aprimoramento do educando como pessoa humana, incluindo a formação ética e o desenvolvimento da autonomia intelectual e do pensamento crítico;

IV – a compreensão dos fundamentos científico-tecnológicos dos processos produtivos, relacionando a teoria com a prática, no ensino de cada disciplina.

Assim, observa-se que o ensino médio tem um importante papel para a formação do discente, não apenas para a fase estudantil, onde permite ao mesmo o aprendizado de conceitos que são importantes para a compreensão de fenômenos que o cerca, mas também quanto ao fato de ser cidadão, auxiliando na construção de concepções que são pertinentes á questões de diversas naturezas, como econômica, social, política, tecnológica, etc.

Como forma de melhorar o desempenho e o interesse dos discentes, em seu artigo 36, segundo parágrafo, a LDB sugere a adoção de metodologias de ensino e de avaliação que estimulem a iniciativa dos estudantes. Mesmo com esta indicação, até os dias atuais, não é raro encontrar relatos de alunos que justificam ter

dificuldade ou não ter interesse por determinada disciplina em função da metodologia praticada pelo professor.

3.2. PARÂMETROS CURRICULARES NACIONAIS PARA O ENSINO MÉDIO (PCNEM)

As aulas de Química são pouco atraentes, onde o conteúdo é apresentado de forma tradicional com ênfase na simples memorização de conceitos e completamente desarticulado com o mundo que nos cerca. Nesse contexto, se observa um grande desinteresse pela disciplina, pois a divulgação científica das novas tecnologias não está sendo compreendida pelos alunos e está muito distante do seu cotidiano e das suas realidades de vida. A química praticada no Ensino Médio ainda dá muita ênfase a um número excessivo de conteúdos, desenvolvidos de forma fragmentada sem estabelecer relações de um conteúdo com outro nem com o contexto social dos alunos, não possibilitando a formação humana nem o desenvolvimento do raciocínio científico e, menos ainda, o exercício da cidadania. No entanto, os PCNEM propõem que o aprendizado de Química ^[6]:

“[...] deve possibilitar ao aluno a compreensão tanto dos processos químicos em si quanto da construção de um conhecimento científico em estreita relação com as aplicações tecnológicas e suas implicações ambientais, sociais, políticas e econômicas.” (BRASIL, 2000, p. 87)

Observa-se que apenas aulas expositivas, nas quais o professor faz uso exclusivamente do quadro como ferramenta de ensino, não é satisfatório, pois esta metodologia não proporciona grandes contribuições para o aprendizado. É importante que sejam utilizadas outras abordagens de ensino, como por exemplo, aulas práticas de laboratório, uma vez que esta favorece a observação de fenômenos, que tornam a compreensão do que está acontecendo mais significativa.

3.3. EXPERIMENTAÇÃO NO ENSINO DE QUÍMICA

O ensino tradicional privilegia as representações e fórmulas, que são memorizadas pelos estudantes, causando dúvidas sobre o verdadeiro motivo de aprender Química. Os alunos questionam a obrigatoriedade de aprender tantos conceitos se, a maior parte não utilizará esse conhecimento em sua futura profissão. Estes parecem não estar preparados para compreender que essa aprendizagem é importante para formá-los cidadãos esclarecidos sobre os fenômenos que os rodeiam. Partindo deste ponto, é possível prever a necessidade de se buscar métodos de aprendizagem que ajudem na formação dos educandos quanto a sua formação política e social, como indivíduos pensantes na sociedade.

A inclusão da experimentação no ensino de Química é justificada pela importância do seu papel investigativo e pedagógico de auxiliar o aluno no entendimento dos fenômenos e na construção dos conceitos. No ensino de ciências, a experimentação é vista como uma estratégia eficiente para a solução de problemas reais que permitam a contextualização e o estímulo de questionamentos de investigação.

No entanto, essa metodologia não deve ser pautada nas aulas experimentais do tipo “receita de bolo”, em que os aprendizes recebem um roteiro para seguir e devem obter os resultados esperados. Ao ensinar ciência, no âmbito escolar, deve-se também levar em consideração que toda observação não é feita num vazio conceitual, mas a partir de um corpo teórico que orienta a observação. Neves e Silva (2006) reconhecem que a realização de atividades experimentais pode ser um recurso útil para motivar a aprendizagem, aprender procedimentos e conceitos, além de favorecer atitudes positivas em relação à Ciência.

O experimento didático deve privilegiar o caráter investigativo favorecendo a compreensão das relações conceituais da disciplina, permitindo que os alunos manipulem objetos e idéias, e negociem significado entre si e com o professor.

“O trabalho experimental deve estimular o desenvolvimento conceitual, fazendo com que os estudantes explorem, elaborem e supervisionem suas ideias, comparando-as com a ideia científica, pois só assim elas terão papel importante no desenvolvimento cognitivo. Pesquisas mostram que os

estudantes desenvolvem melhor sua compreensão conceitual e aprendem mais acerca da natureza das ciências quando participam em investigações científicas, em que haja suficiente oportunidade e apoio para reflexão.” [8]

Assim, a experimentação exerce um papel substancial para a prática da docência, através das relações nas quais estão embasadas, estas relações fornecem ao discente maior capacitação para a construção de um conhecimento que facilite a interpretação de fenômenos científicos.

3.4. ELETROQUÍMICA

O objetivo fundamental da Eletroquímica é o estudo de sistemas capazes de entregar trabalho útil elétrico a partir de reações de oxirredução (células galvânicas) ou de sistemas nos quais ocorrem processos de oxirredução ao receberem trabalho útil elétrico (eletrólise).

Os primeiros estudos eletroquímicos datam de 1786 e foram realizados por Galvani. Ele observou que uma perna de rã “movia-se” quando a ela se aplicava uma diferença de potencial elétrico. Um dos polos do elemento de descarga elétrica era fixado no nervo e o outro no músculo. Galvani imaginava que o sistema formava capacitor, descarregando a sua eletricidade na perna.

Mais tarde, Volta verificou que o tecido da perna permitia a passagem da eletricidade, explicando o fenômeno. Nessa época, já eram conhecidos os condutores metálicos e, portanto o novo condutor foi reconhecido como sendo um condutor eletrolítico. Entretanto, a maior descoberta de Volta foi a pilha voltaica em 1796, formada por chumbo e prata imersos em um eletrólito.

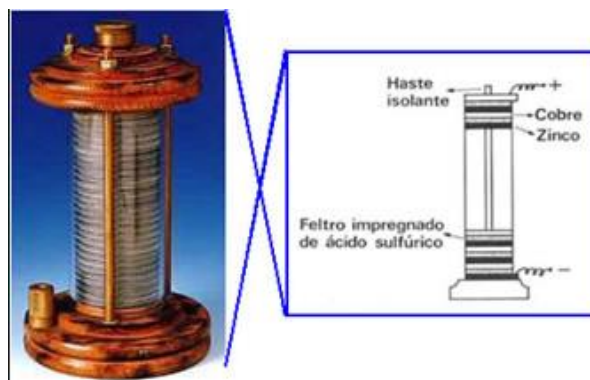


Figura 1: Esquema da pilha de Volta. Fonte: Brasil Escola [9].

Seguiu-se imediatamente a descoberta da eletrólise da água, envolvendo a liberação de hidrogênio e oxigênio, a proposta do mecanismo de salto protônico para condução de eletricidade em soluções ácidas. Finalmente, em 1835 surgiram as leis de Faraday, que continuam sendo válidas até hoje, visto sua estreita relação com a estrutura fundamental da matéria. Foi Faraday quem introduziu termos eletroquímicos com íon, cátion, ânion, eletrodo, eletrólito, que são utilizados até hoje.

Sendo a condução de eletricidade a característica intrínseca dos materiais participantes, é apropriado considerar um sistema eletroquímico como composto por, no mínimo dois condutores eletrônicos (chamados de eletrodos) separados por um condutor eletrolítico.

3.4.1 OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

Oxidação é a perda de elétrons por uma espécie química tendo por consequência um aumento do seu número de oxidação. O elemento oxidado é chamado de agente redutor ou substância redutora, pois induz a redução de uma espécie química. Redução é o ganho de elétrons por uma espécie química tendo por consequência uma diminuição algébrica do número de oxidação. O elemento reduzido é chamado de agente oxidante ou substância oxidante, pois induz a oxidação de uma espécie química. O processo, em que há transferência de elétrons, é chamado de Reação de oxirredução. Seja o átomo de um metal M, dizemos que ele está eletricamente neutro quando o seu número de prótons (cargas positivas) é igual ao número de elétrons (cargas negativas) da sua eletrosfera.

Se ele perder um elétron ($1e^-$), passará a ter um elétron a menos que o total de prótons tornando sua carga positiva (torna-se cátion) ^[10,11]. A perda de um elétron pode ser representada pela equação 1.



Dizemos que o átomo M se oxidou, pois perdeu elétrons. A equação acima é denominada de semi-reação de oxidação. Se este metal M^0 perdesse 2 elétrons ($2e^-$), ele passaria a ter dois prótons a mais que o total de elétrons, e a sua carga agora seria 2^+ . Esta perda de dois elétrons pode ser representada pela equação 2.

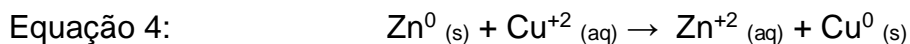


Novamente, como o átomo perdeu elétrons, esta semi-reação é de oxidação. Por outro lado, se um cátion Z^{+1} recebe um elétron ele volta a ter um mesmo número de elétrons e de prótons, sua carga fica nula (0). Este ganho de um elétron ($1e^-$) pode ser representado pela equação 3.



Dizemos que o átomo Z se reduziu, pois ganhou elétrons. A equação acima é chamada de semi-reação de redução.

Quando se mergulha o zinco metálico em uma solução de nitrato de cobre (II), a reação final corresponde a uma transformação química do zinco metálico em íons zinco (íons zinco em água) e dos íons cobre em cobre metálico (que é um sólido). Esta reação pode ser representada pela equação 4.



Esta equação é chamada de equação global. Nela só aparecem os íons ou átomos que mudaram o seu número de oxidação (NOX). A perda ou ganho de elétrons nunca ocorre isoladamente. Isso significa que só haverá oxidação se houver também redução [10,12,13,].

3.4.2 CONDUÇÃO DA CORRENTE ELÉTRICA

A condução da corrente elétrica pode ocorrer de duas maneiras distintas: Através dos elétrons (condução observada nos metais) ou através dos íons (condução eletrolítica). Em ambos os casos, a corrente é provocada por uma diferença de potencial (d.d.p.). Num metal, a condução é simples. O metal constitui um retículo cristalino, composto de íons, através do quais os elétrons móveis circulam, formando uma nuvem eletrônica que se move ao acaso, de maneira desordenada. A d.d.p. que se estabelece entre dois pontos do metal orienta esse "caminhar", provocando um fluxo de elétrons por todo o metal. Esse fluxo ordenado é a chamada corrente elétrica. Além dos metais, pode haver corrente elétrica se tivermos íons que possam se movimentar. Os compostos iônicos conduzem a corrente elétrica quando fundidos, pois nessa situação os íons têm a mobilidade necessária para se dirigirem aos pólos para os quais são atraídos (Figura 2).

A água pura é má condutora de corrente elétrica, mas ao dissolvermos nela certas substâncias (cloreto de sódio, ácido sulfúrico, etc), temos uma solução com eletrólitos. A presença destes íons permite que a solução conduza a corrente elétrica. Existe um fluxo de íons positivos e um fluxo de íons negativos, dirigindo-se, respectivamente para os pólos negativo e positivo [12].

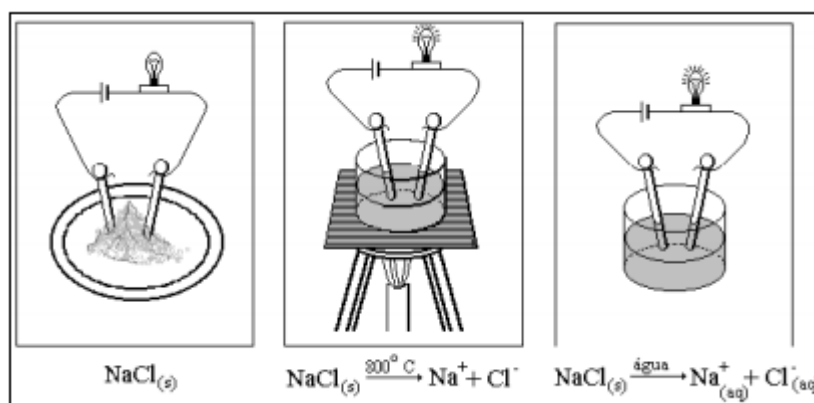


Figura 2: Condução de corrente elétrica em agregados iônicos. Fonte: KRUGER [12].

3.4.3 POTENCIAL DE ELETRODO

Experimentalmente, os metais apresentam diferentes tendências à oxidação. Em presença de ar e umidade nota-se que o ferro tem maior tendência a se oxidar do que o níquel e que o ouro não oxida. É, portanto, de grande ajuda para o estudo ou previsão de alguns processos corrosivos dispor os metais em uma tabela que indique a ordem preferencial de cessão de elétrons. Esta tabela é conhecida por Tabela de potenciais de eletrodo [12,13]. A imersão de um metal em uma solução eletrolítica determina o estabelecimento de uma diferença de potencial entre as duas fases, a sólida e a líquida. Esta diferença de potencial é, simultaneamente, de natureza elétrica e de natureza química, e por isso se denomina diferença de potencial eletroquímico [12].

Dá-se o nome de eletrodo ao sistema formado pelo metal e pela solução eletrolítica vizinha do metal. O eletrodo de zinco (Figura 2) é um sistema constituído por uma placa de zinco metálico, mergulhada em uma solução que contém cátions zinco (Zn^{+2}), obtidos pela dissolução de um de seus sais, por exemplo, ZnSO_4 , em água.

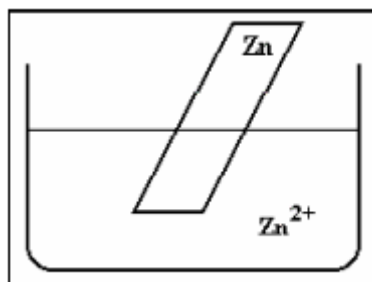


Figura 3: Eletrodo de zinco, $Zn_{(s)}|Zn^{+2}$. Fonte: KRUGER ^[12].

Nesse eletrodo ocorre o seguinte: o zinco metálico da placa doa 2 elétrons para o cátion zinco da solução e se transforma em Zn^{+2} de acordo com a equação 5.



O cátion zinco que estava em solução recebe os 2 elétrons doados pelo zinco metálico e se transforma em zinco metálico segundo a equação 6.



O eletrodo constituído por um metal puro, imerso numa solução que contém os íons deste metal num estado de oxidação bem definido, é classificado como eletrodo de primeira espécie e representado por $M|M^{+n}$. A barra vertical simboliza a interface entre o metal M e a solução contendo íons M^{+n} . Quando necessário, indica-se entre parênteses a concentração ou atividade dos íons metálicos. Ex: $M|M^{+n}$ (0,02 M).

3.4.4 A PILHA DE DANIELL

A célula de Daniell (ou pilha de Daniell) é um exemplo antigo de célula eletroquímica. Ela foi construída pelo químico britânico John Daniell em 1836, quando o crescimento da telegrafia criou uma necessidade urgente por uma fonte de corrente elétrica confiável e estável ^[12,13]. Quando se ligam dois eletrodos através de um circuito metálico externo, obtém-se uma pilha eletroquímica.

Daniell percebeu que se fizesse uma interligação entre os eletrodos de zinco e de cobre, mergulhados em solução de seus íons, através de um fio condutor, o

zinc metálico iria transferir seus elétrons para o cátion cobre. Desse modo se estabelece uma passagem de corrente elétrica pelo fio condutor, conforme ilustra a Figura 4. Ao fechar o circuito, haverá passagem de elétrons do zinco para o cobre, observando-se no voltímetro uma diferença de potencial de 1,1 volts. A placa de zinco começa a se corroer, enquanto a placa de cobre aumenta de tamanho e a solução azul de Cu^{2+} tem sua intensidade da cor diminuída.

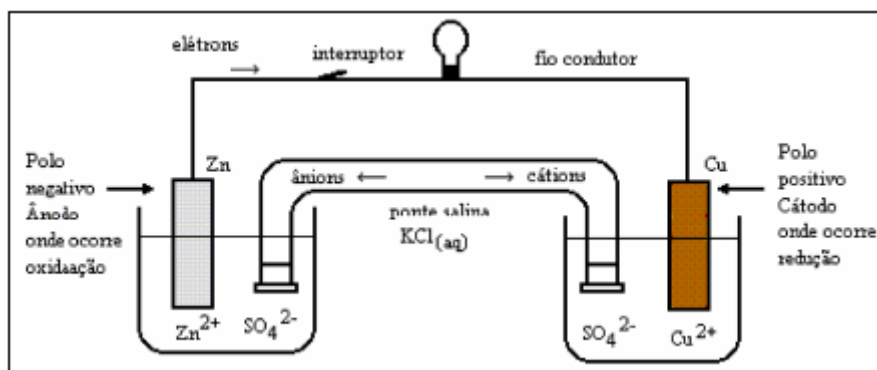


Figura 4: A célula de Daniell consiste de eletrodos de zinco e cobre, mergulhados em soluções de sulfato de zinco e sulfato de cobre (II), respectivamente. Fonte: KRUGER ^[12].

Quando o circuito é fechado, começa o processo de oxidação dos átomos de zinco que constituem a placa. Cada átomo superficial de zinco perde 2 elétrons e se transforma em Zn^{2+} . Os elétrons sobem pela lâmina e passam para lâmina de cobre através do fio condutor. Os cátions zinco (Zn^{2+}) formados se dissolvem aumentando a concentração desses íons na solução ^[12,13]. No eletrodo de cobre ocorre o processo de redução. Na placa de cobre, imersa numa solução de Cu^{2+} , estão chegando os elétrons liberados na oxidação do zinco. Quando estes elétrons chegam até a superfície da lâmina de cobre, cada cátion Cu^{2+} que se aproxima dessa lâmina recebe dois elétrons se transformando em cobre metálico.

Para prevenir a mistura das soluções usa-se uma ponte salina unindo desta forma os dois compartimentos de eletrodo e completando assim o circuito elétrico. Uma ponte salina típica consiste de um gel contendo uma solução salina aquosa concentrada em um tubo em forma de ponte (figura 5), tendo a função de permitir a migração de íons de uma solução para outra, de modo que o número de íons positivos e negativos na solução de cada eletrodo permaneça em equilíbrio. Na pilha de zinco e cobre, onde se utiliza KCl na ponte salina, os íons Zn^{2+} e K^+ tendem a migrar em direção ao eletrodo de cobre para neutralizar o excesso de cargas

negativas (íons SO_4^{-2}). Da mesma forma, os íons SO_4^{-2} e Cl^- tendem a migrar em direção ao eletrodo de zinco para neutralizar o excesso de cargas positivas [12].

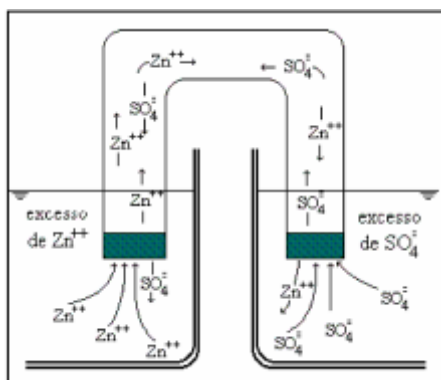


Figura 5: Ponte Salina. Fonte: KRUGER [12].

Fechando o circuito, após algum tempo, o eletrodo de zinco irá se dissolver provocando aumento da concentração de Zn^{+2} na solução (concentração de SO_4^{-2} constante); por outro lado, no eletrodo de cobre haverá deposição de cobre metálico diminuindo consideravelmente a concentração de Cu^{+2} na solução.

3.4.5 POTENCIAL DE ELETRODO PADRÃO

Um conceito importante quando se trata de processos de corrosão é o de potencial de eletrodo, que mostra a tendência de uma reação se passar no eletrodo, isto é, dá a medida da facilidade com que os átomos do eletrodo metálico perdem elétrons ou da facilidade com que os íons recebem elétrons. Evidentemente, a medida de um potencial não pode ser realizada sem um valor de referência ou de um potencial padrão. Pode-se medir o potencial de um eletrodo ligando-o a um voltímetro e tomando um segundo eletrodo como referência. Devido à diferença de potenciais desses eletrodos, haverá um fluxo de elétrons do eletrodo de maior potencial para o outro. Assim, valores relativos de potenciais podem ser determinados experimentalmente usando-se o eletrodo padrão, ou normal de hidrogênio, que foi escolhido como referência e, arbitrariamente, fixado como tendo potencial zero [12].

O eletrodo normal de hidrogênio é constituído de um fio de platina coberto com platina finamente dividida (negro de platina) que adsorve grande quantidade de hidrogênio. Esse eletrodo é imerso em uma solução 1M de íons hidrogênio (por exemplo, solução 1M de HCl), ao qual, foi atribuído potencial igual a zero.

O potencial do eletrodo padrão é a diferença de potencial, expressa em Volts, entre o eletrodo em estudo em relação ao eletrodo normal de hidrogênio. Um eletrodo é denominado anodo quando nele ocorre uma reação de oxidação e é denominado catodo quando nele ocorre uma reação de redução. Toda pilha se caracteriza por uma diferença positiva de potencial entre seus eletrodos em circuito aberto, que é a sua Força Eletromotriz (Fem), equação 10.

Equação 10:
$$E = E^{\circ} - \frac{0,591}{n} \log C$$

Onde: E° é o potencial de padrão do metal, C concentração de seus cátions em solução e n número de elétrons envolvidos na reação.

No caso da pilha $Zn | Zn^{+2} (1M) || H^{+} (1M) | H_2 (Pt)$, os elétrons se dirigem espontaneamente do eletrodo de zinco para o de hidrogênio. No entanto, na pilha $Cu | Cu^{+2} (1M) || H^{+} (1M) | H_2 (Pt)$ ocorre o inverso, isto é os elétrons se dirigem do eletrodo de hidrogênio para o eletrodo de cobre. Os potenciais atribuídos a esses eletrodos devem, portanto, ter sinais opostos.

Os valores de potenciais de redução para os eletrodos de zinco e de cobre são respectivamente as equações 11 e 12 mostradas a seguir.



A esses potenciais dá-se o nome de "Potencial de eletrodo". Os potenciais de eletrodo de vários metais foram medidos diretamente ou calculados a partir de dados termodinâmicos e relacionamos sob a forma de Tabela de Potenciais de Eletrodos, e a convenção adotada é recomendada pela IUPAC [12,15,16].

Tabela 1: Valores de potenciais de eletrodo padrão. Fonte: KRUGER [12].

Potencial de oxidação E^0 (V)	Reação do eletrodo	Potencial de redução E^0 (V)
Solução Aquosa Ácida		
+2,925	$K^+ + e \leftrightarrow K$	-2,925
+2,870	$Ca^{+2} + 2e \leftrightarrow Ca$	-2,870
+2,714	$Na^+ + e \leftrightarrow Na$	-2,714
+2,370	$Mg^{+2} + 2e \leftrightarrow Mg$	-2,370
+1,660	$Al^{+3} + 3e \leftrightarrow Al$	-1,660
+1,630	$Ti^{+2} + 2e \leftrightarrow Ti$	-1,630
+1,180	$Mn^{+2} + 2e \leftrightarrow Mn$	-1,180
+ 0,763	$Zn^{+2} + 2e \leftrightarrow Zn$	-0, 763
+0,740	$Cr^{+3} + 3e \leftrightarrow Cr$	-0,740
+0,440	$Fe^{+2} + 2e \leftrightarrow Fe$	-0,440
+0,410	$Cr^{+3} + e \leftrightarrow Cr^{+2}$	-0,410
+0,403	$Cd^{+2} + 2e \leftrightarrow Cd$	-0,403
+0,227	$Co^{+2} + 2e \leftrightarrow Co$	-0,227
+0,250	$Ni^{+2} + 2e \leftrightarrow Ni$	-0,250
+0,126	$Pb^{+2} + 2e \leftrightarrow Pb$	-0,126
0,000	$2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2$	0,000
-0,337	$Cu^{+2} + 2e \leftrightarrow Cu$	+0,337
-0,521	$Cu^{+1} + 1e \leftrightarrow Cu$	+0,521
-0,799	$Ag^{+1} + 1e \leftrightarrow Ag$	+0,799
-1,980	$Ag^{+2} + 2e \leftrightarrow Ag$	+1,980

O potencial de redução torna-se positivo de cima para baixo na tabela, ou seja, há uma tendência crescente na facilidade de ganhar elétrons neste sentido.

3.4.6 PILHAS E A CORROSÃO ELETROQUÍMICA

Na corrosão eletroquímica, os elétrons são cedidos em determinada região e recebidos em outra, surgindo uma pilha de corrosão. Onde os mesmos componentes encontrados em uma pilha eletroquímica devem estar presente na corrosão eletroquímica:

1. Processo anódico: Passagem de íons para a solução.

2. Deslocamento dos elétrons e íons: Observa-se a transferência dos elétrons das regiões anódicas para as catódicas pelo próprio metal e uma difusão de ânions e cátions na solução.

3. Processo catódico: Recepção de elétrons, na área catódica, pelos íons ou moléculas existentes na solução.

Os processos anódicos e catódicos são rigorosamente equivalentes: o número de elétrons cedidos na área anódica é exatamente igual ao número de elétrons recebidos na área catódica, não se produzindo acúmulo de eletricidade. Quando se elimina um dos componentes de uma pilha eletroquímica, anodo, eletrólito, catodo ou circuito metálico, elimina-se a possibilidade de corrosão. Evidentemente, sendo o anodo a própria estrutura metálica que se deve proteger, não pode ser retirado, então se aplica um revestimento protetor e/ou uma proteção [12].

3.4.7 ELETRODEPOSIÇÃO

Os termos galvanoplastia, eletrodeposição metálica e galvanostegia referem-se a um processo usado com a principal finalidade de proteger uma peça metálica contra a corrosão por revesti-la com outro metal. Esse metal impede a interação do metal da peça com o ar e com a umidade, evitando, assim, a corrosão.

Em alguns casos, a proteção ocorre porque o metal do revestimento é mais nobre e, portanto, mais resistente à oxidação. Um exemplo é o ouro, que é o metal menos reativo existente, sendo esse, inclusive, um dos motivos do seu alto valor, pois, não reagindo, ele permanece intacto por muito tempo. Isso pode ser visto nos sarcófagos e esculturas egípcias revestidas de ouro que datam desde a mais remota antiguidade.

Em outros casos, a proteção acontece porque o metal do revestimento possui maior potencial de oxidação ou uma tendência maior de oxidar-se (perder elétrons) do que o metal da peça que ele está revestindo. Desse modo, o metal do revestimento oxidará e formará uma camada de óxido que protegerá a peça. Isso é

útil principalmente no caso de a peça ser riscada, pois o metal mais reativo será oxidado no lugar do metal do objeto. Geralmente, as peças revestidas são feitas de ferro ou de aço, que têm a tendência de enferrujar em contato com o oxigênio do ar e com a água.

Dependendo do metal utilizado para revestir a peça, o nome do processo de galvanoplastia muda. Por exemplo, ao revestir uma peça de níquel, temos um processo chamado de niquelação; se for com cromo, o nome será cromeação; se for com prata, prateação; com ouro, douração; com cobre, cobreação e assim por diante.

No caso de peças de ferro e de aço revestidas com zinco, temos a galvanização, e os materiais obtidos nesses processos são chamados de ferro galvanizado e aço galvanizado. Outro objetivo da galvanoplastia é deixar as peças mais bonitas para serem comercializadas, como é o caso de bijuterias que passam por processos de prateação e douração, passando a ter a aparência desses metais mais nobres e cobiçados.

Esse processo ocorre através da eletrólise, técnica que transforma energia elétrica em energia química, fazendo passar a corrente elétrica por algum material líquido (fundido) ou em solução aquosa. A eletrólise é uma reação de oxirredução não espontânea que é iniciada pela passagem de corrente elétrica em um meio em que os íons estejam livres. Isso pode ser conseguido por meio da fusão de substâncias iônicas (eletrólise ígnea) ou sendo feita em meio aquoso (eletrólise aquosa).

Nesse caso, a peça que desejamos revestir precisa ser condutora e ficar no eletrodo negativo (cátodo), enquanto, no eletrodo positivo (ânodo), deve ficar o metal que queremos usar para revestir a peça. Esses dois eletrodos ficam mergulhados em uma solução do metal que será revestido.

Na figura 6 há um esquema de eletrólise, em que se deseja dourar um anel de alumínio. O anel é colocado ligado ao polo positivo da bateria, ou seja, ele passa a ser o cátodo do sistema, enquanto uma barra feita de ouro é colocada no ânodo, estando ligada ao polo negativo da bateria. Os dois estão mergulhados em uma solução de nitrato de ouro III $[\text{Au}(\text{NO}_3)_3]$.

Ao passar a corrente elétrica pelo sistema, no ânodo há a oxidação do ouro, e a placa começa a sofrer dissolução: $\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^-$.

Por outro lado, no cátodo, há a redução do Au^{3+} e a deposição do ouro metálico formado nessa redução sobre o anel: $\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}$.

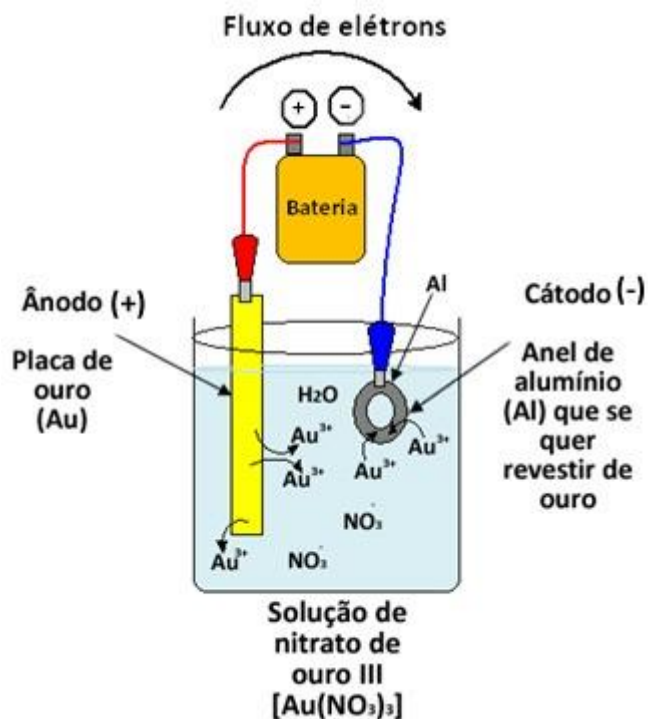


Figura 6: Galvanoplastia ou eletrodeposição de ouro sobre um anel de alumínio. Fonte: Brasil Escola [9].

Em uma célula galvânica, a energia química é convertida em energia elétrica. A energia elétrica é nesse caso o produto da força eletromotriz (fem) da célula pela carga elétrica total (em coulombs) que atravessa a célula:

$$\begin{aligned} \text{Energia elétrica} &= \text{volts} \times \text{coulombs} \\ &= \text{joules} \end{aligned}$$

A carga total é determinada pelo número de mols de elétrons (n) que passa através do circuito. Por definição:

$$\text{carga total} = nF$$

em que F, a constante de Faraday (descoberta pelo químico e físico inglês Michael Faraday), é a carga elétrica contida em 1 mol de elétrons. Verificou-se, experimentalmente, que **1 faraday** é equivalente a 96.485,3 coulombs, ou 96.500 coulombs, arredondando para três algarismos significativos. Portanto,

$$1 F = 96.500 \text{ C/mol e}^-$$

Dado que: $1 \text{ J} = 1 \text{ C} \times 1 \text{ V}$

as unidades de Faraday podem também ser expressas como:

$$1 F = 96.500 \text{ J/V} \cdot \text{mol e}^-$$

A fem medida é o potencial máximo que a célula pode atingir. Esse valor é usado para calcular a quantidade máxima de energia elétrica que pode ser obtida a partir da reação química. Essa energia é usada para produzir trabalho elétrico ($W_{\text{elétr}}$), de forma que:

$$\begin{aligned} W_{\text{max}} &= W_{\text{elétr}} \\ &= -nFE_{\text{célula}} \end{aligned}$$

em que W_{max} é a quantidade máxima de trabalho que pode ser realizado. O sinal negativo no lado direito indica que o trabalho é realizado pelo sistema sobre o exterior. Especificamente, a variação de energia livre (ΔG) representa a quantidade máxima de trabalho útil que pode ser obtido de uma reação:

$$\Delta G = W_{\text{max}}$$

Portanto, é possível escrever:

$$\Delta G = -nFE_{\text{célula}}$$

Tanto n quanto F são quantidades positivas e ΔG é negativo para um processo espontâneo, portanto $E_{\text{célula}}^0$ é positiva. Para as reações em que os reagentes e os produtos estão no estado-padrão ela se transforma em:

$$\Delta G^0 = -nFE_{\text{célula}}^0$$

Assim pode-se relacionar $E_{\text{célula}}^0$ com a constante de equilíbrio (K) de uma reação de oxirredução. A variação de energia livre padrão, ΔG^0 , associada a uma reação, está relacionada com a sua constante de equilíbrio como se segue:

$$\Delta G^0 = -RT \ln K$$

Portanto, obtemos:

$$-nFE_{\text{célula}}^0 = -RT \ln K$$

Isolando $E_{\text{célula}}^0$ temos:

$$E_{\text{célula}}^0 = \frac{RT}{nF} \ln K$$

Quando $T = 298 \text{ K}$ a equação pode ser simplificada substituindo-se R e F pelos seus valores:

$$E_{\text{célula}}^0 = \frac{(8,314 \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot \text{mol})(298 \text{ K})}{n(96.500 \frac{\text{J}}{\text{V}} \cdot \text{mol})} \ln K$$

$$E_{\text{célula}}^0 = \frac{0,0257 \text{ V}}{n} \ln K$$

De forma alternativa, a equação pode ser escrita usando-se o logaritmo de K na base 10:

$$E_{\text{célula}}^0 = \frac{0,0592 \text{ V}}{n} \log K$$

Portanto, se qualquer uma das três quantidades ΔG^0 , K ou $E^0_{\text{célula}}$ for conhecida, as outras duas podem ser calculadas. As relações entre ΔG^0 , K e $E^0_{\text{célula}}$ e também o modo de caracterizar a espontaneidade de uma reação de oxirredução estão apresentadas no quadro 1 abaixo:

Quadro 1: Relações entre ΔG^0 , K e $E^0_{\text{célula}}$. Fonte: Própria.

ΔG^0	K	$E^0_{\text{célula}}$	Reações em Condições-padrão
Negativa	>1	Positiva	Favorece a formação dos produtos
0	$= 1$	0	Reagentes e produtos são igualmente favorecidos
Positiva	<1	Negativa	Favorece formação dos reagentes

A prática da galvanoplastia é bem comum nas indústrias automobilística, de bijuterias, construção civil, de utensílios domésticos, informática e de telefonia. Portanto, alguns objetos conhecidos do nosso cotidiano são submetidos a esse tipo de tratamentos de superfície, mas não são muitas as pessoas que tem conhecimento sobre esses complexos processos. Indústrias de galvanoplastia que atendem metalúrgicas e indústrias da construção civil, no revestimento de peças metálicas, usam com frequência os seguintes metais: cádmio, cromo, níquel, cobre, zinco e estanho.

As chamadas “folhas de flandres” – comuns durante a fabricação de latas que armazenam produtos como conservas e óleos – por exemplo, são resultados do revestimento de finas lâminas de aço com o estanho. Isso acontece porque o estanho, em contato com a água, tem uma maior resistência à oxidação. Esse processo ocorre, em grande parte das vezes, por meio da imersão.

A galvanoplastia, como já foi citada, também é muito usada para tornar algumas dessas peças metálicas mais bonitas, principalmente tendo como objetivo a comercialização. É o caso das famosas bijuterias, que são “cobaias” em processos de prateação ou douração para então se transformarem em verdadeiras réplicas de metais mais nobres, como o ouro ou a prata ^[17].

3.5. EVOCAÇÃO LIVRE DE PALAVRAS

A técnica da Evocação Livre de Palavras (ELP) consiste na solicitação, aos alunos, da evocação de, geralmente, cinco palavras, que lhes surgem à mente imediatamente, a partir de um tema predeterminado, denominado termo indutor. Essas cinco palavras devem ser citadas em ordem de importância, onde a primeira palavra o sujeito julga como a mais importante e a última a menos importante. Essa técnica tem como objetivo identificar os elementos centrais de uma representação social, isto é, determinar conceitos sobre um assunto que é significativo para um grupo de indivíduos. As cinco palavras são, então, organizadas considerando-se a frequência e a ordem média de evocação (OME). Com isso, é possível identificar o núcleo central da representação, de acordo com os termos citados pelos discentes segundo sua importância [18].

Para Cortes Junior; Corio; Fernandez (2009), o significado do núcleo central consiste em:

“(…)um subconjunto da representação, composto de um ou alguns elementos, cuja ausência desestruturaria ou daria uma significação radicalmente diferente à representação em seu conjunto. Por outro lado, é o elemento mais estável da representação, o que mais resiste à mudança.”

Os parâmetros utilizados para a ELP são frequência (f) e OME. A frequência (f) representa o número total de vezes que a mesma palavra aparece nas evocações dos alunos. A ordem média de evocação (OME) representa o posicionamento que a mesma palavra ocupa dentro das evocações, que é calculada pela seguinte relação:

$$OME = \frac{\sum_{1}^{n} n \times (\text{número de evocações em } n\text{-ésimo lugar})}{f}$$

Figura 7: Equação para o cálculo da OME. Fonte: CORTES JUNIOR (2009) [18].

Uma palavra que possui uma OME baixa indica que tal palavra foi prontamente evocada. Desse modo, ela será integrante do núcleo central. Quando

se trabalha com a frequência e a OME, dois critérios metodológicos são considerados; um de natureza coletiva, representando a frequência com que as palavras da temática em questão são evocadas pelos alunos, e um outro de natureza individual, que considera a ordem atribuída a cada palavra, dentro do próprio conjunto de palavras evocadas ^[18].

Após o cálculo da frequência e da OME, as palavras são agrupadas em conjuntos de acordo com o quadro 2 a seguir.

Quadro 2 – Classificação dos grupos de elementos. Fonte: CORTES JUNIOR (2009) ^[18].

Elementos centrais	Elementos intermediários
frequência > média OME < média	frequência > média OME > média
Elementos intermediários	Elementos periféricos
frequência < média OME < média	frequência < média OME > média

Os elementos centrais são determinados pelas palavras que apresentaram OME mais próxima da primeira posição como mais importante e frequência acima da média das frequências. Os elementos intermediários podem ter duas classificações: a primeira, quando as palavras possuem frequência maior que a média das frequências e a OME possui valores mais distantes das primeiras posições, e são, portanto, mais próximos de 5; e a segunda, que considera também as palavras com frequência abaixo da média das frequências e OME mais próximas das primeiras posições, ou seja, próximas de 1. Os elementos periféricos incluem as palavras que obtiveram a frequências menor que a média das frequências e OME que a média, próximas de 1.

4 PROCEDIMENTOS METODOLÓGICOS

4.1 CARACTERIZAÇÃO DO UNIVERSO DA PESQUISA

A construção do experimento e a otimização foram executadas no Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia da Paraíba – IFPB – Campus João Pessoa, já a aplicação ocorreu com uma turma do ensino médio do Centro Profissionalizante Deputado Antônio Cabral (CPDAC) e contou com a colaboração do professor regente das turmas em que ministra as disciplinas de Química e Física na escola.

4.2 PARTE EXPERIMENTAL

A metodologia empregada possibilitou a realização de análises qualitativa e quantitativa com levantamento e tratamentos de dados. Para as análises qualitativas o experimento proporcionou o vislumbre do fenômeno da eletrodeposição, bem como da qualidade da formação da camada de cobre produzida. As análises quantitativas permitem, através da precisão da pesagem, quantificar a massa ganhada durante a cobreação.

As práticas abrangendo a eletrodeposição consistiram da cobreação de tarugo de ferro e colher de metal. Os eletrodos foram feitos a partir de dois pedaços de fios elétricos de cobre e uma placa de cobre. Os dois fios foram desencapados em suas extremidades; sendo que para um dos fios, a uma extremidade prendeu-se uma colher metálica, enquanto a outra extremidade do mesmo fio ficou livre para ser fixada nos primeiros ensaios a uma fonte de energia e depois testada e aplicada com um carregador de celular. Ao segundo fio, fixou-se a placa de cobre em uma das extremidades deste, enquanto a outra extremidade permaneceu livre para ser fixada ao carregador de celular.

Foram adicionadas duas colheres de sopa (25g) de sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) ao recipiente de vidro contendo cerca de 300 ml de água. Em seguida, agitou-se a solução até a completa dissolução do sal de cobre em água. A montagem do sistema teve início conectando-se as extremidades dos fios, que constituem os eletrodos, aos fios do carregador de celular, tendo o devido cuidado de conectar o fio, o qual a colher estava vinculada, isto corresponderá ao polo negativo do sistema, e no outro fio do carregador (polo positivo) conectou-se a extremidade do fio, o qual estava a placa de cobre. Em seguida, levou-se os eletrodos à solução de sulfato de cobre, atentando para que estes eletrodos não entrassem em contato. Por fim, o carregador de celular foi ligado na fonte de energia elétrica, dando início a eletrólise. A Figura 8 mostra o esquema do sistema eletrolítico empregado no experimento.

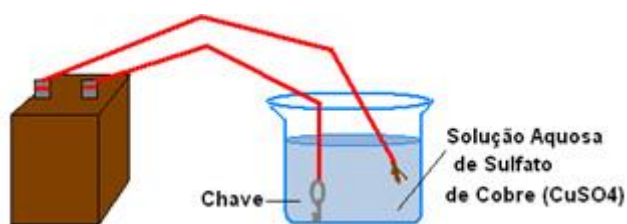


Figura 8. Esquema do sistema eletrolítico utilizado na eletrodeposição de cobre na colher metálica.

Fonte: Brasil Escola ^[9].

4.3 APLICAÇÃO DIDÁTICA

A aplicação foi realizada em uma turma do segundo ano do ensino médio e contou com a participação de 25 alunos durante três aulas.

O trabalho foi realizado conforme descrito nas etapas a seguir:

- Avaliação inicial da turma utilizando a evocação livre de palavras;
- Planejamento e execução das aulas expositivas-dialogadas sobre eletroquímica e eletrodeposição, abordando a temática da cobreação;

- Demonstração experimental do fenômeno da eletrodeposição;
- Avaliação final da turma utilizando a ELP.

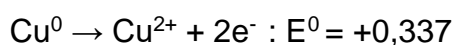
5 RESULTADOS E DISCUSSÃO

Os testes iniciaram com a eletrodeposição de cobre sobre a colher, onde esse foi constatado visualmente após o período de 2 minutos contados a partir do início da eletrólise. Com o progresso da experiência, foi possível observar a formação de uma camada de coloração levemente avermelhada na superfície da colher, com esta característica da redução de íons cobre na superfície metálica, confirmando a eletrodeposição. O experimento em estudo ocorreu a temperatura de $\sim 25^{\circ}\text{C}$. Foi utilizado um carregador de celular de 9,0 volts (V) ligado a uma rede elétrica contínua de 220 V. Após aproximadamente 25 min, houve a total cobertura da superfície da peça metálica, o que de fato caracteriza o processo de galvanoplastia. A figura 9 mostra o sistema eletrolítico empregado no experimento e a situação final da eletrodeposição de cobre na peça metálica.



Figura 9: Sistema eletrolítico e colher após a cobreação. Fonte: Própria.

Através do cálculo do diferencial de potencial podemos confirmar a ocorrência da eletrodeposição vista. Primeiramente escrevendo as semirreações e em seguida o cálculo do ΔE^0 :



$$\Delta E^0 = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ânodo}}$$

$$\Delta E^0 = -0,440 - (+0,337) = - 0,777$$

Temos na literatura as seguintes relações:

$\Delta E^0 > 0$: a reação no sentido indicado é espontânea;

$\Delta E^0 < 0$: a reação no sentido indicado não é espontânea;

$\Delta E^0 = 0$: a reação está em equilíbrio e não há corrente elétrica fluindo no circuito.

Assim sendo, os nossos cálculos demonstram que o processo não é espontâneo, pois o valor calculado para ΔE^0 é negativo.

A aplicação didática teve início com uma proposta, em aula, para que os alunos escrevessem cinco palavras que, na opinião deles, estivessem relacionadas com o processo de eletrodeposição. As cinco palavras evocadas deveriam ser escritas em ordem de prioridade, onde a primeira palavra o discente classificou como mais importante e assim sucessivamente. A partir da análise conjugada da frequência e da ordem média de evocação das palavras evocadas por cada estudante, foram levantados os elementos supostamente pertencentes aos núcleos centrais, intermediários e periféricos da representação social para cada grupo. Esses resultados são apresentados na Tabela 2.

Tabela 2: Quadrantes construídos a partir das palavras evocadas pelos alunos antes do experimento.

Fonte: Própria.

Elementos Centrais			Elementos intermediários		
	Frequência $\geq 5,3$	OME $\leq 3,1$		Frequência $\geq 5,2$	OME $\geq 3,1$
Palavras	f	OME	Palavras	f	OME
Cobre	9	3,0	Pintura	5	3,7
Elétron	8	2,0	Ferro	4	3,2
Metal	6	2,0	Reação	4	3,7
Corrosão	4	2,5	Moléculas	3	3,2
Material	4	2,5	Proteção	3	3,0
			Transformar	2	4,0

Elementos intermediários			Elementos periféricos		
	Frequência $< 1,0$	OME $< 3,1$		Frequência $< 1,0$	OME $\geq 3,1$
Palavras	f	OME	Palavras	f	OME
Energia	1	1,0	Varição	1	4,0
Composição	1	1,0	Temperatura	1	4,0
Doar	1	1,0	Solvente	1	4,0
Química	1	1,0	Mistura	1	4,0

Elementos	1	1,0	Camada	1	4,0
Visual	1	2,0	Água	1	4,0
Tratamento	1	2,0	Aumentar	1	4,0
Carregar	1	2,0	Natural	1	4,0
Indústria	1	2,0	Tóxico	1	4,0
Eletrônica	1	2,0	Resíduo	1	5,0
Velocidade	1	2,0	Ar	1	5,0
Solução	1	3,0	Qualidade	1	5,0
Educação	1	3,0	Economia	1	5,0
Reutilização	1	3,0	Natural	1	5,0

Os elementos centrais foram: cobre, elétron, metal, corrosão e material, pois os mesmos apresentaram frequência maior e uma OME menor que a média, indicando assim que essas palavras foram citadas mais próximas da primeira posição, sendo consideradas, portanto como as mais importantes.

Para convencionar as palavras aos seus referentes significados, foi ministrada uma aula que utilizou como recurso didático o Microsoft PowerPoint® momento no qual foi apresentado todo o conceito de eletrodeposição, desde cátions e ânions, até a cobreação em si. Concomitante a isso foi realizado em conjunto com os alunos um breve experimento com o cobreamento da colher utilizando um carregador de celular, onde através dele os estudantes puderam compreender a estrutura de uma célula eletrolítica bem como visualizar o fenômeno da cobreação.

Após a realização das aulas e do procedimento experimental no laboratório, foi solicitado, novamente, que os alunos evocassem cinco palavras, em ordem de prioridade, que eles jugassem ter relação com o processo de eletrodeposição. Com as palavras evocadas posteriormente foi possível constatar uma frequência = 5,3 e o valor para a OME = 3,2. Com isso, foi possível fazer a classificação dos elementos centrais, intermediários e periféricos que estão apresentados na tabela 3.

Tabela 3: Quadrantes construídos a partir das palavras evocadas pelos alunos após ao experimento.

Fonte: Própria.

Elementos Centrais			Elementos intermediários		
	Frequência $\geq 6,3$	OME $\leq 3,2$		Frequência $\geq 5,3$	OME $\geq 3,2$
Palavras	f	OME	Palavras	f	OME
Eletrólise	12	1,7	Revestimento	5	3,7

Oxirredução	10	2,2	Íons	5	4,0
Cobre	8	3,1	Célula Eletrolítica	4	4,3
Galvanoplastia	7	2,0	Cátodo	4	4,5
Eletroquímica	5	4,0	Corrente Elétrica	3	3,0
Elétrons	4	5,0	Eletrodo	2	4,0

Elementos intermediários			Elementos periféricos		
	Frequência < 3,0	OME < 3,2		Frequência < 3,0	OME ≥ 3,2
Palavras	f	OME	Palavras	f	OME
Metais	3	3,0	Visual	3	4,0
Proteção	3	3,0	Camada	3	3,7
Substância	2	2,5	Economia	2	4,5
Pilha	1	3,0	Solvente	2	5,0
Fonte de Energia	1	3,0	Solução	1	4,0
Polos	1	2,0	Indústria	1	4,0
Circuito	1	2,0			
Corrosão	1	1,0			

Os elementos centrais foram: eletrólise, oxirredução, cobre, galvanoplastia, eletroquímica e elétrons, por apresentarem frequência maior e OME menor que a média, indicando que tais palavras estavam próximas da posição número um.

Como se demonstra notório, os elementos centrais citados no segundo momento concordam com os conceitos químicos relacionados ao processo de eletrodeposição descritos ao longo do trabalho, demonstrando, assim, que os estudantes conseguiram associar os fenômenos presentes durante a cobreação com novos conceitos. Constatando então, que o nível de compreensão dos discentes foi aperfeiçoado, onde, a interpretação dos fenômenos citados no primeiro momento foi modificada por termos que fornecem um significado que corresponde mais adequadamente a determinados elementos que estão presentes no fenômeno do cobreamento, referindo, assim, que o aprendizado dos alunos foi satisfatório, pois permitiu a inserção de novos termos no grupo dos elementos centrais.

6 CONSIDERAÇÕES FINAIS

Este trabalho foi uma proposta experimental para o estudo da eletrodeposição utilizando materiais de baixo custo e que permitiu a verificação, na prática, o funcionamento desse fenômeno. Assim, podendo-se constatar a viabilidade e confiabilidade do experimento proposto. Dentre a situação abordada para a realização do experimento, em função da sua facilidade de execução e eficiência para observação do fenômeno do cobreamento, a prática utilizando o carregador de celular se apresentou mais significativo para ser aplicado na turma do ensino médio, pois não é necessário o uso de materiais muito elaborados nem de estruturas específicas para a sua montagem, podendo, portanto ser aplicado em quaisquer ambientes.

Esse trabalho também oportunizou aos discentes envolvidos na pesquisa a observação e compreensão de uma reação não espontânea bem como o conhecimento da sua prática cotidiana. Além do aspecto cognitivo, aulas com caráter experimental são, também, motivadoras e estimulantes para os estudantes, pois desperta nesses alguns dos órgãos dos sentidos como a visão, facilitando a união entre o incentivo e o aprendizado, a teoria e a prática.

A utilização da evocação livre de palavras como instrumento avaliativo permitiu identificar quais conceitos prévios os indivíduos envolvidos na pesquisa traziam e através das aulas ministradas e do experimento, novas palavras foram inseridas na evocação durante a avaliação posterior, demonstrando que o nível de compreensão dos discentes sobre a temática de eletrodeposição e cobreamento foi aperfeiçoado.

7 REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- [1] - SILVA, L. H. A.; ZANON, L. B. A experimentação no ensino de ciências. In: SCHNETZLER, R.P.; ARAGÃO, R. M. R. Ensino de Ciências: fundamentos e abordagens. Piracicaba: CAPES/UNIMEP, 2000. p.120-153.
- [2] - HOFFMANN, J. Avaliar para promover: as setas do caminho. Porto Alegre: Mediação, 2001.
- [3] - PERRENOUD, P. Avaliação: da excelência à regulação das aprendizagens – entre duas lógicas. Porto Alegre: Artes Médicas, 1999.
- [4] - LUCKESI, C.C. Avaliação da aprendizagem na escola: reelaborando conceitos e recriando a prática. Salvador: Malabares, 2003.
- [5] – BRASIL. **Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional**, 1996.
- [6] – BRASIL. **Parâmetros Curriculares Nacionais**, 2000.
- [7] - NEVES, L.S.; SILVA, M.G.L. Instrumentação para o ensino de Química. Natal: EDUFRN, 2006.
- [8] - SUART, R. C.; MARCONDES, M. E. R. Atividades experimentais investigativas: habilidades cognitivas manifestadas por alunos do Ensino Médio. Anais ENEQ 2008.
- [9] – BRASIL ESCOLA. **Cobreação**. Disponível em: <<https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/cobreacao.htm>> Acesso em: 10 junho 2019.
- [10] – GENTIL, Vicente. Corrosão. 5. ed. Rio de Janeiro: LTC - Livros Técnicos e Científicos, 2007. 353 p. ISBN 9788521615569.
- [11] - ATKINS, P; JONES, L. Princípios de Química: Questionando a vida moderna e meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2001. 873 p
- [12] – KRUGER, V. et al. Eletroquímica. Porto Alegre: UFRGS, 1997. 66 P.
- [13] – FELTRE, Ricardo. Química Vol 2. São Paulo. Moderna, 1988.
- [14] – MÔNICA, S. Corrosão. 2001. 42 p. Dissertação (monografia) _ Departamento de Química inorgânica, Instituto de Química, Universidade Federal do Rio de Janeiro, Rio de Janeiro, 2001. Orientadora: Eliane D' Élia.
- [15] - AOKI, I.V. Corrosão metálica caracterização e proteção. In: SEMANA DE QUÍMICA, 4., 2000, Paraná. UNICENTRO, 2000.
- [16] - FELTRE, R. Físico-Química. São Paulo: Moderna, 1998. 423 p.
- [17] – CRQ4. Galvanização e outros processos. Disponível em:

<https://www.crq4.org.br/quimicavivatratamento_de_superficies> Acesso em: 9 Julho 2019.

[18] - CORTES JUNIOR, Lailton Passos; CORIO, Paola; FERNANDEZ, Carmen. As representações sociais de Química Ambiental dos alunos iniciantes na graduação em Química. Química Nova na Escola, v.31, n. 1, p. 49-50, fevereiro 2009.