



Universidade Federal do Rio de Janeiro

Centro de Tecnologia

Instituto de Química

Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional  
(PROFQUI)

## EMPREGO DO TEMA CORROSÃO METÁLICA NO ENSINO MÉDIO



**KARINA DIAS DE OLIVEIRA**

Orientadora: Célia Regina Sousa da Silva

Coorientadora: Angela Sanches Rocha

Coorientadora Silvia Maria Leite Agostinho

Rio de Janeiro

2021



*Portfólio Científico de*

***Karina Dias de Oliveira***

*referente à dissertação intitulada:*

***Emprego do tema gerador Corrosão Metálica no Ensino***

***Médio***

*apresentado ao Programa de Mestrado Profissional, da  
Universidade Federal do Rio de Janeiro, como produto  
pedagógico necessário para o cumprimento dos requisitos  
obrigatórios à obtenção do título de Mestre em Química.*



Rio de Janeiro – RJ

2021

## SUMÁRIO

Sobre a autora.....	4
Prelúdio.....	5
ETAPA 1 – FEIRA DE CIÊNCIAS .....	8
A Culminância do projeto.....	8
Experimento de eletrodeposição – cobreação de um clips galvanizado.....	10
Experimento sobre corrosão de metais.....	11
Plano de aula – Feira de Ciências.....	12
ETAPA 2 - SEQUÊNCIA DIDÁTICA (SD).....	13
Quiz sobre Corrosão – Kahoot .....	15
Questionamentos apresentados na roda de conversa (Ensino Médio).....	17
Material didático para a aula invertida – Corrosão Metálica.....	18
Experimento para a aula no laboratório da UFRJ .....	26
Plano de aula – Sequência Didática (SD).....	28
ETAPA 3 – OBSTÁCULOS EPISTEMOLÓGICOS – MATERIAL DIDÁTICO AUTORAL.....	29
Células Galvânicas: breve histórico e análise de uma pilha de uso comercial (pilha seca ou de Leclanché).....	30
Força eletromotriz (fem) e diferença de potencial (ddp) .....	34
A importância do voltímetro.....	36
Importância da potência na realização de trabalho gerado na célula galvânica.....	37
Representação de uma célula galvânica em livros didáticos do Ensino Médio: o papel do fio condutor externo, lâmpadas e cartões musicais.....	38
Ponte salina.....	40
Potencial de junção.....	42
Diferenças entre Células Galvânicas e Células Eletrolíticas.....	43
Transporte de massa em processos de eletrodo (difusão, migração e convecção).....	46
Camada Passivadora.....	49
IMPACTO NA PRÁTICA DOCENTE.....	50
CONSIDERAÇÕES FINAIS.....	51
REFERÊNCIAS.....	52
ANEXO A – Certificado de apresentação de trabalho na SBQ-Rio.....	54

### Sobre a autora:

Sou professora da Educação básica desde 2014, ano em que iniciei minha experiência como docente na rede pública de ensino pelo período de 1 ano e em 2016 ingressei na rede privada de ensino, lecionando para as três séries do Ensino Médio e em um curso preparatório (pré-militar), ambos no município de Rio das Ostras - RJ.

Sou Licenciada em Química pelo Instituto Federal Fluminense (IFF – Campus Campos dos Goytacazes – RJ), pós-graduada em Ensino de Química pela faculdade Cristo Rei de Cornélio Procópio (FACCRI-FACED) e técnica em Química pelo Instituto Federal Fluminense (IFF – Campus Cabo Frio -RJ). Atualmente aluna do Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI) da Universidade Federal do Rio de Janeiro (UFRJ).

Contato: [karinadiasol23@gmail.com](mailto:karinadiasol23@gmail.com)

## PRELÚDIO

Os debates e discussões sobre os problemas sinalizados, tanto pelos discentes quanto pelos docentes, em relação ao processo de ensino-aprendizagem em sala de aula são cada vez mais recorrentes. Os alunos se dizem insatisfeitos com as aulas rotineiras, conteudistas e pouco dinâmicas e os professores, por sua vez, se queixam do grande desinteresse dos alunos pelo aprendizado, com pouca participação dos mesmos, inclusive em atividades diferenciadas que em algum momento foram propostas (DIESEL; BALDEZ; MARTINS, 2017).

Os estudantes de hoje, com o aprimoramento das Tecnologias de Informação e Comunicação (TIC), têm acesso a muitos equipamentos eletrônicos e acesso a informações, portanto, para que se desperte o interesse deles no aprendizado e para que sejam motivados, é fundamental que o sistema educacional compreenda esta nova realidade e se adapte a ela. Uma possibilidade é que os docentes invistam em modelos didático-pedagógicos mais participativos e desafiadores, que promovam o desenvolvimento do senso crítico e possibilitem ao aluno criar e explorar suas próprias ideias (FERREIRA, 2017).

Se um professor deseja que seus alunos sejam proativos em sala de aula, é necessário que sejam adotadas metodologias que contemplem atividades com o intuito de criar nos estudantes a capacidade de tomar decisões, buscar respostas, avaliar os resultados e desenvolver sua criatividade (MORAN, 2015).

Dessa forma, repensar a prática pedagógica, buscar novas ferramentas de ensino, desenvolver metodologias diferenciadas e reavaliar o papel do aluno e do professor em sala de aula se configuram como alternativas no intuito de despertar o interesse dos alunos na busca de conhecimento.

Segundo Freire (2002), a aprendizagem deve ser um processo que envolva o despertar da curiosidade do aluno, estimule a realização de perguntas e a busca de respostas, sempre levando em consideração sua leitura de mundo. Como resultado dessas práticas o processo de construção do conhecimento torna-se algo mais dinâmico, com idas e vindas do pensamento, distanciando os alunos da assimilação mecânica de informações.

Nessa perspectiva de formas de construção do conhecimento, as metodologias ativas bem como a sala de aula invertida se configuram como um método que permite ao aluno criar ideias, buscar respostas e levantar hipóteses para a explicação de determinados

fenômenos ao invés da simples memorização de conceitos e fórmulas, presentes na metodologia tradicionalista.

A experimentação também é considerada como uma ferramenta de grande importância no intuito de despertar o interesse dos estudantes para a aprendizagem em ciências, e a Química por ser uma disciplina essencialmente fenomenológica, ganha muito quando trabalhada por meio de atividades práticas.

Segundo Giordan (1999), os professores reconhecem que a experimentação costuma despertar o interesse dos alunos pelo assunto abordado, que atribuem à experimentação, o aumento da motivação e ludicidade desta abordagem.

Em vista disso, a utilização de metodologias ativas de ensino, levando-se em consideração os conhecimentos prévios que os alunos possuem, a realização de experimentos, a promoção de pesquisas e ainda a utilização de um tema comum e de ocorrência ampla no cotidiano, como a corrosão, se configuram como aliados na busca por tornar as aulas mais interessantes e menos monótonas.

Dentro do currículo escolar de Química, podemos destacar o tema eletroquímica e, especificamente a corrosão metálica, como sendo um dos que envolvem fenômenos muito presentes no cotidiano dos alunos, principalmente em regiões litorâneas. A corrosão metálica pode ser definida, segundo Atkins e Jones (2012), como um processo que gera a oxidação indesejada de um metal ou liga metálica, diminuindo a vida útil destes objetos, como pontes, automóveis, grades, janelas e eletrodomésticos, entre outros. Então, é possível abordá-la na educação sob diferentes aspectos dentro do currículo básico.

Neste contexto de busca por metodologias que despertem o interesse dos educandos no estudo e na compreensão dos conteúdos, é fundamental que o professor tenha um suporte teórico para fornecer as ferramentas necessárias aos educandos. Neste sentido, materiais didáticos autorais com conceitos fundamentais em eletroquímica, mas que sejam capazes de suprir possíveis dificuldades/obstáculos epistemológicos de docentes da educação básica, têm elevada relevância.

Diante deste contexto educacional, o produto apresentado é um portfólio científico que inclui três etapas sobre o tema corrosão metálica para abordar o conteúdo eletroquímica no ensino médio. As etapas são apresentadas individualmente, incluindo descrição das atividades e planos de aula, dependendo do caso.

A primeira etapa é uma vivência desenvolvida a partir do tema corrosão metálica para apresentação em uma feira de ciências, aplicada na escola, que inclui atividades como pesquisa, realização de experimentos e exposição de cartazes.

A segunda diz respeito à proposta de uma Sequência Didática (SD) com enfoque em metodologias ativas de ensino e na sala de aula invertida, cujo tema central é a corrosão metálica. Essa SD tornou-se uma proposta pois sua aplicação foi inviabilizada devido à suspensão das atividades presenciais causadas pela pandemia de COVID-19, o que causou o fechamento das redes de ensino (escolas e universidades).

Durante a elaboração da SD, bem como no processo de escrita da dissertação como um todo, foram encontrados obstáculos/dificuldades referentes ao conteúdo de eletroquímica. Neste cenário, foi necessário o aprofundamento do estudo sobre os fundamentos da eletroquímica básica. A partir destes entraves epistemológicos, surgiu a terceira etapa deste portfólio, que se trata de um material didático autoral sobre eletroquímica. Neste, são abordados tópicos fundamentais para a compreensão do assunto, demonstrando as concepções iniciais sobre o tema e a evolução da apropriação e ressignificações do conhecimento. É importante ressaltar que a elaboração deste material também possui o intuito de auxiliar professores da educação básica, como ferramenta para sua prática pedagógica, não só em sala de aula, mas como fonte conhecimento para o ensino de eletroquímica.

As etapas elaboradas para a realização em sala de aula tiveram como enfoque tornar o aluno protagonista no processo de aprendizagem, fornecendo ferramentas para o desenvolvimento de metodologias ativas e o uso da experimentação.

## ETAPA 1: FEIRA DE CIÊNCIAS

A Feira de Ciências é uma forma de exposição de trabalhos com enfoque científico e experimental que visa, entre outros fatores, despertar o interesse dos educandos pela descoberta e pela apreciação no estudo de Ciências.

Este trabalho foi realizado com a turma da primeira série do Ensino Médio (EM), da escola privada ETP Centro Educacional, localizada no município de Rio das Ostras – RJ, porém o mesmo poderia ser realizado com outras séries do EM.

A turma foi dividida em grupos montados por eles mesmos com seis alunos, cada. E um desses grupos, sob minha orientação desenvolveu um trabalho de pesquisa e experimentação sobre os símbolos egípcios e a corrosão de metais que já eram utilizados nessa época (início da civilização egípcia), dentre esses metais/materiais podemos citar o cobre, a hematita, o cobalto, mercúrio, calcário e carvão.

Antes da culminância da feira de ciências, foi solicitado ao grupo de seis alunos responsável pela apresentação do projeto que fizesse uma pesquisa sobre eletrodeposição e corrosão. A partir desta pesquisa definiu-se, conjuntamente que os experimentos a serem realizados seriam de eletrodeposição do cobre e corrosão de metais. A descrição dos mesmos encontra-se a seguir. Todas essas diretrizes necessárias para o andamento e posterior apresentação do trabalho eram discutidas ao final das aulas, e os testes experimentais foram realizados em dois dias, no contraturno.

### A CULMINÂNCIA DO PROJETO

A feira foi organizada de modo que tanto os professores quanto os alunos visitassem os trabalhos de todos os participantes separados por grupos. O grupo de alunos responsável pelo projeto descrito levaram cartazes, um com informações sobre a Cruz Ansata, e outro com informações sobre a corrosão de metais e eletrodeposição.

Os estudantes iniciaram a apresentação do mesmo com a explicação dos símbolos egípcios e da Cruz Ansata, pois o tema escolhido pela coordenação pedagógica foi a civilização egípcia. Os estudantes recorreram ao cartaz, com informações obtidas pelo grupo acerca do assunto. O cartaz está disposto na Figura 1 e posterior a este primeiro momento, eles demonstraram a réplica da mesma e optaram por fazê-la em argila.

Após esta etapa o assunto abordado foi a corrosão de metais, para isso eles recorreram ao cartaz disposto na parede, conforme a Figura 1, explicaram o experimento de eletrodeposição e, posteriormente, realizaram o experimento de corrosão do cobre



Figura 1 – Alunos na feira de ciências com o material produzido por eles



Figura 2 – Alunos realizando um experimento na feira de ciências



Dessa forma, eles realizaram os dois experimentos propostos e explicaram para toda comunidade escolar o desenvolvimento dos mesmos, bem como as explicações sobre a ocorrência das transformações químicas observadas.

Os alunos apresentaram o conceito de corrosão de materiais, os fatores que influenciam na ocorrência desse processo e abordaram a aplicação da eletrodeposição.

De maneira geral, os estudantes manifestaram um grande interesse na pesquisa para o desenvolvimento do trabalho e para a realização dos experimentos, assim como demonstraram dedicação na apresentação e explicação dos conceitos envolvidos para a compreensão das transformações que ocorreram durante a experimentação (corrosão e eletrodeposição).

## EXPERIMENTO DE ELETRODEPOSIÇÃO - COBREACÃO DE UM CLIPS GALVANIZADO

### MATERIAIS:

- Copo de vidro de 200 mL;
- Carregador de celular;
- Clipe galvanizado;
- Fios de cobre;

### REAGENTE:

- Solução de sulfato de cobre (II) pentahidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ )

### PROCEDIMENTO:

Em um bquer ou copo de vidro adicionam-se 150 mL da solução aquosa de sulfato de cobre previamente preparada.

Em seguida prende-se o clip galvanizado em uma parte desencapada do fio de cobre e em desencapa-se parte de outro fio. Posteriormente ligam-se os dois nos fios do carregador de celular (clip fixado no cátodo, polo negativo e fio desencapado no ânodo, polo positivo).

Na próxima etapa conecta-se o carregador em uma tomada, colocam-se os fios dentro do copo com a solução aquosa de sulfato de cobre e se aguarda.

### RESULTADOS E DISCUSSÃO:

Após cerca de 30 minutos já é possível verificar a mudança de coloração do clipe, isso acontece graças à eletrodeposição do cobre em sua superfície, de forma que o  $\text{Cu}^{2+}$  presente na solução de sulfato de cobre, ganha elétrons, sofrendo, portanto redução e o  $\text{Cu(s)}$  se deposita sobre o clips. Tanto a reação de redução como a de oxidação que ocorrem na cuba eletrolítica estão dispostas abaixo:



Sugestão: Para que haja um melhor resultado e uma melhor visualização de eletrodeposição, ao invés de usar um clipe galvanizado o experimento pode ser realizado utilizando-se uma chave, previamente lixada, onde ocorrerá o depósito de cobre e uma chapa de cobre ao invés do fio desencapado.

## EXPERIMENTO SOBRE CORROSÃO DE METAIS

### MATERIAIS:

- Lata de alumínio;

### VIDRARIAS:

- Béquer de 50 mL;
- Espátula;
- Bastão de vidro.

### REAGENTES:

- Sulfato de cobre penta-hidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ );
- Água.
- Sal de cozinha (cloreto de sódio -  $\text{NaCl}$ );

### PROCEDIMENTO:

Adiciona-se cerca de 30 mL de água ao béquer e, posteriormente com o auxílio da espátula adicionam-se três medidas da ponta da espátula de sulfato de cobre penta-hidratado. Com o auxílio de um bastão de vidro realiza-se a homogeneização da solução.

Após este procedimento adiciona-se a solução preparada ao fundo da lata de alumínio e posteriormente adicionam-se duas medidas da ponta da espátula de sal de cozinha e mistura-se com o auxílio do bastão de vidro.

### RESULTADOS E DISCUSSÃO:

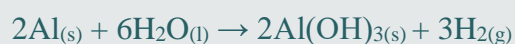
Após a adição do sal de cozinha ocorre a formação de um sólido de coloração marrom/avermelhada e o desprendimento de gás.

O produto formado é decorrente da reação de redução do cobre presente na solução de sulfato de cobre II (sólido de coloração marrom/avermelhada), frente ao alumínio presente na lata que sofre oxidação, conforme as reações a seguir:



A reação de oxirredução foi facilitada pela adição do sal (NaCl), onde o íon  $\text{Cl}^-$  é adsorvido na superfície do alumínio e impede a reconstrução do óxido original. Neste sentido aumenta a área de exposição do alumínio metálico ao meio corrosivo. Além disso, o sal NaCl aumenta a condutividade da solução.

As bolhas de gás observadas no experimento são decorrentes da formação de gás hidrogênio, desprendido a partir da reação do alumínio sólido com a água, na presença do sal, conforme a reação a seguir:



## PLANO DE AULA – FEIRA DE CIÊNCIAS

Professora:

**Karina Dias de Oliveira**

Data	Disciplina	Carga horária	Trimestre/ Ano	Turma
30/10/2019	Química	4 tempos (50min)	3º/ 2019	1ª série /1001

### ASSUNTO: Corrosão Metálica e Eletrodeposição

#### I - METAS

Após a culminância da feira de ciências, espera-se que os alunos apresentem um conhecimento sobre o assunto corrosão metálica, bem como compreendam a importância tema e sua aplicabilidade no cotidiano.

#### II – OBJETIVOS

Objetivos Gerais	Objetivos Específicos
Propor a realização de um trabalho com enfoque na corrosão metálica e na eletrodeposição baseado no uso da experimentação e em metodologias ativas de ensino para os alunos da 1ª série do Ensino Médio.	Despertar o interesse dos alunos na busca de conhecimento, tornando-os ativos no processo de ensino-aprendizagem além de desenvolver nos mesmos a capacidade de realização de uma análise crítica de processos eletroquímicos que ocorrem ao seu redor, tornando-os capazes de relacioná-los com os conteúdos apresentados durante as aulas de química.

### III – METODOLOGIA DE ENSINO

Realização de pesquisas por parte dos discentes sobre o tema proposto; confecção de experimentos para a visualização do processo de corrosão metálica e eletrodeposição; divulgação do conhecimento adquirido e apresentação dos experimentos através da exposição na feira de ciências.

### IV – AVALIAÇÃO

A avaliação realizada contemplou a análise do domínio do conteúdo proposto apresentado pelos alunos através de cartazes e explicações no decorrer dos experimentos. Esta avaliação foi realizada pelos docentes da comunidade escolar.

## ETAPA 2: SEQUÊNCIA DIDÁTICA (SD)

A motivação para a realização deste trabalho ocorreu através da percepção de um desinteresse por parte dos docentes durante as aulas de Química e com o desejo de desenvolver algo novo, contemplando o uso da experimentação e de metodologias ativas, como a sala de aula invertida. Neste sentido, essa SD visa fornecer aos estudantes um papel de protagonismo em sala de aula, de forma a alterar a configuração de uma aula tradicional, centrada no professor e na resolução mecânica de problemas, sem que haja uma contextualização, ou que seus conhecimentos prévios sobre sejam investigados.

O isolamento social e a suspensão das aulas presenciais a partir de março de 2020 por causa da pandemia de COVID-19, impossibilitou a aplicação desta SD, sendo assim, esta ficará como proposta, fazendo parte do produto educacional desta dissertação.

A elaboração da SD foi realizada para esta ser usada como ferramenta pedagógica sobre o tema Corrosão, uma complementação na abordagem do conteúdo de eletroquímica em aulas de Química do Ensino Médio, ancorada nos princípios da sala de aula invertida.

A mesma foi elaborada para ser aplicada em turmas do ensino médio, na 2ª série, por questões de grade curricular, visto que nesta série são aplicados os conteúdos de físico-química, incluindo eletroquímica. A proposta se baseou na utilização de metodologias ativas (sala de aula invertida) e de atividades experimentais para compreensão dos conteúdos relativos à corrosão eletroquímica.

Não um número máximo ou mínimo de alunos necessário para a realização da SD que seria aplicada em duas turmas de 2ª série do Ensino Médio de uma escola privada

no município de Rio das Ostras (ETP – Centro Educacional, na qual leciono, no turno da manhã, nos horários entre 7:30 e 12:00h. Cada turma possui três tempos semanais de Química e a sequência de atividades será distribuída em diferentes aulas, conforme apresentado no Quadro 1.

Quadro 1 – Atividades propostas para a SD

Aulas 1 e 2	Aula 3 e 4	Aula 5	Aula 6
2 tempos de 50 min	2 tempos de 50 min	1 tempo de 50 min	1 tempo de 50 min
Quiz com plataforma Kahhot!	Discussão sobre o material didático	Discussão sobre o vídeo	Culminância da exposição de fotos
Amostra de imagens sobre corrosão	Questionário		
Roda de conversa com mediação docente	Experimento corrosão de metais	Proposta do trabalho de exposição de fotos investigativas	
Explicação sobre a metodologia utilizada	Direcionamento para o vídeo de experimentação		
Entrega do material didático			

No primeiro momento da SD, realiza-se um quiz com os alunos, utilizando-se a plataforma Kahoot!, sobre corrosão, cujas questões estão apresentadas abaixo. Após a aplicação do questionário, as respostas serão projetadas para os alunos e se realiza uma discussão sobre as questões.

### QUIZ SOBRE CORROSÃO - KAHOOT!

- 1) A imagem abaixo apresenta uma grade que sofreu corrosão, que pode ser definida como:



- a) Uma transformação física que altera a composição do ferro.
- b) Uma reação química de oxirredução que provoca um desgaste no material.
- c) Uma mudança de coloração provocada pela água.
- d) Uma reação de decomposição do metal.

- 2) Qual das substâncias você acredita que causa a corrosão dos metais:



- a) Hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ).
- b) Óxido de cálcio ( $\text{CaO}$ ).
- c) Gás oxigênio ( $\text{O}_2$ )
- d) Sulfato de potássio ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ )

- 3) A formação da ferrugem ocorre através de:



- a) Oxidação do ferro.
- b) Oxidação da água.
- c) Redução do ferro.
- d) Redução da água.

4) Qual procedimento você acredita que será eficaz no combate à corrosão?

- a) Guardar materiais metálicos em casa.
- b) Limpar peças metálicas com um pano seco.
- c) Mergulhar os metais em água fria.
- d) Realizar a pintura dos metais com tintas especiais.

5) A corrosão eletroquímica ocorre somente em materiais metálicos?

- a) Sim
- b) Não

6) Qual o nome do local onde ocorre a reação de redução em uma pilha:

- a) Ânodo
- b) Elétron
- c) Cátodo
- d) Lacuna

7) Reação dentro da corrosão eletroquímica em que os átomos perdem elétrons:

- a) Oxidação
- b) Degradação
- c) Simples troca
- d) Reação catódica

8) Reação final obtida pela soma das reações de oxidação e redução:

- a) Reação de neutralização
- b) Semi-reação
- c) Reação de precipitação
- d) Reação global



Na sequência, imagens sobre corrosão são projetadas para todos e realiza-se uma roda de conversa mediada pela docente, envolvendo as questões do quiz, as imagens e algumas perguntas norteadoras, estão apresentadas abaixo.



### QUESTIONAMENTOS APRESENTADOS NA RODA DE CONVERSA (ENSINO MÉDIO)

- 1) Você sabe o que é corrosão?
- 2) Você acredita que a corrosão é algo presente em seu cotidiano, se sim onde ela está presente?
- 3) Você acredita que em cidades próximas do mar a corrosão de materiais metálicos pode ou não ser mais acentuada, por quê?
- 4) Ferrugem e corrosão são e mesma coisa?
- 5) Existe algum aspecto positivo da corrosão? Qual seria?
- 6) Você já ouviu falar em metal de sacrifício? O que isso significa e onde pode ser usado?
- 7) Cite pelo menos dois metais, presentes no seu cotidiano que podem sofrer os efeitos da corrosão.
- 8) A partir das imagens apresentadas, como você identificaria a presença de corrosão?
- 9) Que medidas você considera que sejam eficazes no combate à corrosão?

No momento seguinte, a docente realiza uma exposição, explicando a metodologia de ensino a ser utilizada com os alunos, envolvendo as atividades investigativas, nas quais eles terão um papel ativo. Depois da explicação e das dúvidas iniciais serem dirimidas, um material didático deve ser entregue para cada um, para que eles leiam em casa, e está contido abaixo.

## MATERIAL DIDÁTICO PARA A AULA INVERTIDA

### CORROSÃO METÁLICA

Todos vocês, em algum momento já visualizaram uma peça deteriorada por causa da corrosão, como um prego, um parafuso, ou objetos maiores como uma grade ou partes de uma bicicleta. Mas vocês já se perguntaram o porquê e como isso ocorre? Quais são os fatores que influenciam na ocorrência deste desgaste?

Figura 1. Corrosão metálica em portão



Fonte: própria autora

O presente material visa responder a essas e outras perguntas. Para começar, vamos entender o que é corrosão.

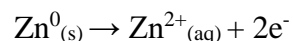
A corrosão pode ser definida como a deterioração de um material, geralmente metálico, por ação química ou eletroquímica do meio, associada ou não a esforços mecânicos. Essa deterioração causa alterações indesejadas e prejudiciais entre o material e o meio em que se encontra. Dentre essas alterações destacam-se as modificações estruturais, variações químicas e o desgaste e, como consequência deste processo, ocorre a impossibilidade do uso deste material (GENTIL, 2011).

Dentre as consequências da corrosão, podemos citar os prejuízos econômicos gerados pela substituição de peças, custos na manutenção preventiva (pintura, adição de inibidores de corrosão e revestimentos metálicos protetores), perda de eficiência de equipamentos como caldeiras e bombas, paralisação de equipamentos, acidentes de trabalho, causando prejuízos para vida humana e contaminação ou perda de produtos (GENTIL, 2011).

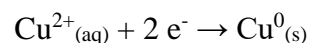
De acordo com LISBOA (2010), existem três tipos de corrosão: eletroquímica, química e eletrolítica. A eletroquímica, nosso foco de estudo, é um processo espontâneo que ocorre por uma diferença de potencial entre os materiais presentes, na presença de água ou de outro solvente polar, formando uma pilha de corrosão baseada em reações de oxirredução.

As reações de oxirredução são reações que envolvem a transferência de elétrons entre átomos e/ou íons das substâncias reagentes; como exemplo tem-se a reação a seguir:

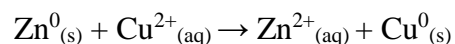
Semi-reação de oxidação:



Semi- reação de redução:



Reação global:



Nesta reação, o zinco (Zn) teve uma alteração do número de oxidação (NOX) de 0 para 2+, isso demonstra que ele perdeu dois elétrons e, portanto, sofreu oxidação, identificada pela perda de elétrons (dois elétrons) e aumento do NOX.

O íon de cobre ( $\text{Cu}^{2+}$ ), que no início da reação possuía um NOX igual a 2+ passou a ter um nox igual a 0, isso demonstra que ele sofreu uma redução, identificada por ganho de elétrons (dois elétrons) e diminuição do NOX

O polo onde ocorre a reação de redução é chamado de cátodo e o polo onde ocorre a reação de oxidação é chamado de ânodo, portanto o ânodo é o polo onde ocorre a deterioração (corrosão) do material metálico.

A corrosão de materiais provocada por reações de oxirredução é muito comum em nosso cotidiano. Como exemplo temos a corrosão de grades, portões e do prego, que por ser constituído de ferro forma um produto de corrosão de coloração alaranjada, a ferrugem, conforme a Figura 2.

Essa corrosão ocorre em virtude do ataque ao ferro pelo gás oxigênio presente no ar atmosférico.

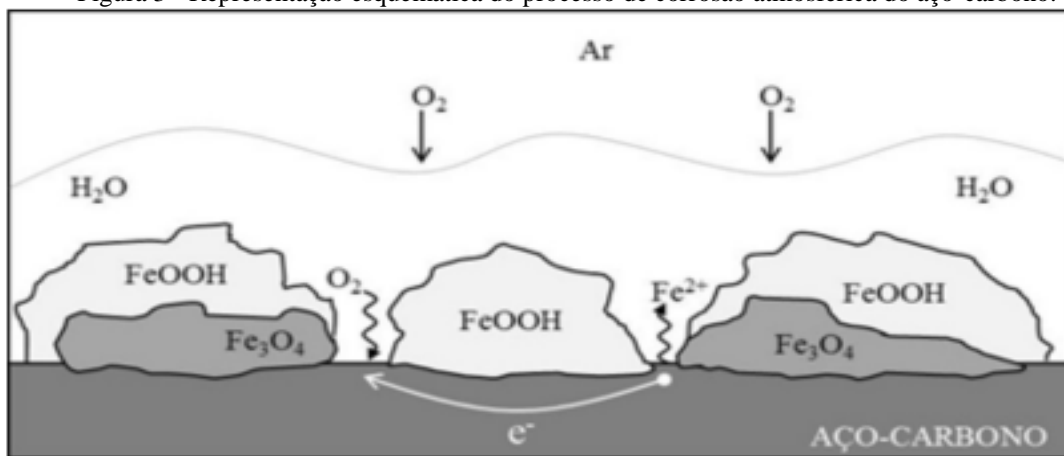
Figura 2. Corrosão metálica em prego



Essa coloração alaranjada presente é causada pela formação da ferrugem, o processo de formação da mesma segue os seguintes passos:

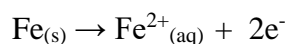
Primeiramente para que essas reações de oxirredução ocorram simultaneamente, os elétrons precisam ser transferidos através da estrutura metálica, neste caso o metal é o ferro, e o fluxo de elétrons sempre acontece da região anódica, onde ocorre a oxidação (perda de elétrons) até a região catódica, onde ocorre a redução (ganho de elétrons), conforme ilustrado na Figura 3 (SILVA et al., 2015). A Figura 3 se refere à corrosão de um aço-carbono com a seguinte composição: 97% de Fe e 2% de C.

Figura 3 - Representação esquemática do processo de corrosão atmosférica do aço-carbono.

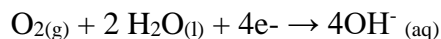


Fonte: <http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/v38n2a22.pdf>

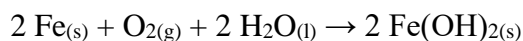
Por apresentar um potencial de oxidação maior, o ferro funciona como o ânodo nesta pilha, portanto sofre oxidação, conforme a reação abaixo:



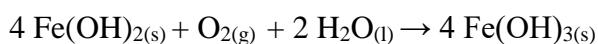
A reação de redução ocorre com o gás oxigênio na presença de água, podendo ser umidade do ar, não necessariamente em solução, conforme a seguinte reação:



Em um meio neutro, a oxidação do ferro, por ação do oxigênio e da umidade, resulta na formação do hidróxido de ferro II, que poder ser oxidado a hidróxido de ferro III, conforme as reações a seguir:

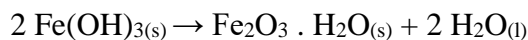


Hidróxido de ferro II



Hidróxido de ferro III

A desidratação (perda de água) do hidróxido de ferro III resulta na formação do óxido de ferro III mono-hidratado, um sólido que apresenta a coloração alaranjada (ferrugem).



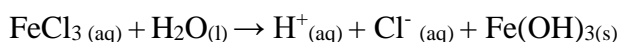
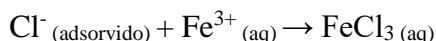
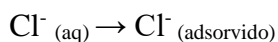
Ferrugem

Outro aspecto importante a ser discutido é o efeito da maresia. Em localidades próximas a praias, como Rio das Ostras, os sais presentes na atmosfera, provenientes da água do mar fazem com que a corrosão seja mais severa quando comparada a outros lugares.

Segundo SANJUAN (et al 2009) os íons presentes na água do mar, como  $\text{Na}^+_{(aq)}$  e  $\text{Cl}^-_{(aq)}$  permitem um fluxo constante de cargas (cátions e ânions) e geram a formação de sais básicos como o  $\text{Fe(OH)}_2\text{Cl}$  (cloreto básico de ferro III) e  $\text{Fe(OH)}_3 \cdot \text{FeCl}_3$ .

Em relação à presença do íon cloreto ( $\text{Cl}^-_{(aq)}$ ) é importante destacar que o mesmo se liga à superfície do metal, por um processo chamado de adsorção. O cloreto férrico ( $\text{FeCl}_3$ ) superficial, apresenta hidrólise ácida (reação que ocorre entre a água e o íon  $\text{Fe}^{3+}$  formados pela dissociação do composto iônico) diminuindo o pH da solução.

As seguintes equações descrevem os processos:



### Aspectos positivos da corrosão metálica

Existem aspectos positivos da corrosão?

Sim, os casos benéficos de corrosão existem! Podem ser citados os seguintes:

- Proteção catódica com a utilização de metais de sacrifício.

Ex: Para proteção de cascos de navios constituídos por aço-carbono utiliza-se um material com potencial de oxidação superior ao do ferro, desta forma este material, que pode ser o zinco, alumínio ou magnésio irá sofrer oxidação e o ferro estará protegido.

Figura 4 – Casco de navio revestido com placas de zinco (a esquerda), zoom do metal de sacrifício (a direita).



Fonte: Google imagens (2019).

- Oxidação de peças de alumínio (anodização) por meio da eletrólise (processo não espontâneo de descarga de íons onde uma fonte de corrente elétrica força o início de uma reação de oxirredução) cujo produto é o óxido de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), protetor e que confere aspecto decorativo à peça. A anodização melhora a proteção, pois permite, por controle da densidade de corrente, que se forme um óxido mais aderente e mais compacto.

A formação de óxidos protetores, a partir da oxidação espontânea do metal, como exemplo temos o alumínio e o aço inoxidável que se revestem de uma camada de óxido.

A corrosão do cobre por íons  $\text{Fe}^{3+}$ , na construção de circuitos impressos, é outro exemplo de caso benéfico de corrosão.

- Embelezamento de esculturas e monumentos em bronze provocada pela corrosão superficial com a formação de pátinas, constituídas geralmente por óxidos ( $\text{E}^{x+}\text{O}^{2-}$ ), sulfetos ( $\text{S}^{2-}$ ) e sais básicos. Esses compostos conferem aos monumentos colorações específicas, escurecimento, no caso da produção de óxidos ou sulfetos e esverdeado, quando são produzidos sais básicos de cobre e reduzem a velocidade da corrosão ao longo do tempo.

Figura 5. Estátua em liga de cobre apresentando pátinas verdes e pretas.



Fonte: [http://repositorio.lnec.pt:8080/bitstream/123456789/1008821/2/73\\_139\\_Patrima2016-artigo.pdf](http://repositorio.lnec.pt:8080/bitstream/123456789/1008821/2/73_139_Patrima2016-artigo.pdf)

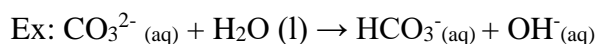
- Oxidação de aço inoxidável e de titânio com a formação de películas protetoras de óxidos de titânio ( $\text{TiO}_2$ ) e óxidos de cromo ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ).

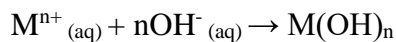
### Métodos preventivos no combate à corrosão

A melhor forma de evitar os problemas relacionados à corrosão de materiais é a prevenção, para isso utilizam-se inibidores, que funcionam como películas protetoras. O emprego do zarcão, serve de exemplo, uma tinta protetora que confere um bloqueio físico e é constituída por uma suspensão de tetróxido de chumbo ( $\text{Pb}_3\text{O}_4$ ), formado por  $2 \text{ PbO} + \text{PbO}_2$ , que adere bem ao metal e possui a função de impedir o contato do ferro com o oxigênio do ar. Revestimentos por galvanoplastia, que é uma técnica realizada para revestir uma peça metálica com um metal mais nobre e, portanto mais resistente à corrosão ou um metal menos nobre, como por exemplo o ferro zincado nos pregos, neste caso o zinco será corroído.

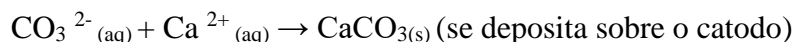
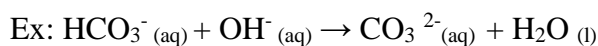
Segundo GENTIL (2011), como exemplos de inibidores podemos citar os anódicos e catódicos.

- Anódicos: restringem reações anódicas, reagem como o produto de corrosão ou formam um filme aderente. Como exemplo podemos citar a reação entre o íon carbonato e a água, produzindo  $\text{OH}^-$ , seguido da reação entre um cátion metálico ( $\text{M}^{n+}$ ) e a hidroxila ( $\text{OH}^-$ ), formando um filme aderente ( $\text{M}(\text{OH})_n$ ).





- Catódicos: restringem reações catódicas, formam compostos insolúveis que envolvem a reação catódica, fornecem íons metálicos para reagir com o íon hidroxila ( $OH^{-}$ ) produzido no catodo impede a difusão de oxigênio e condução de elétrons.



Ainda podemos citar os inibidores orgânicos, que por apresentarem em sua estrutura heteroátomos, como enxofre, nitrogênio e oxigênio além de insaturações (ligações pi), adsorvem de forma eficiente a superfície do metal a ser protegido aumentando a eficiência na sua proteção, bem como a produção de inibidores provenientes de extratos vegetais, que além de eficientes não causam prejuízos ao meio ambiente (DA SILVA et al., 2018).

Antes da entrega do material didático, é necessário um direcionamento sobre as metodologias que serão utilizadas durante a aplicação da SD, que são metodologias ativas de ensino-aprendizagem, incluindo a sala de aula invertida.

O intuito desta etapa de apresentação é que, a partir dessas informações, os alunos estudem o material como fonte de informação/conhecimento, destinando a sala de aula como espaço para esclarecimento de dúvidas, realização de discussões pertinentes ao assunto e não para a explicação de todos os conceitos apresentados na forma de aula expositiva, reforçando assim a necessidade de que ocorra uma maior independência discente em seu estudo.

Esse material foi elaborado especialmente para a SD e contém informações e explicações sobre a corrosão eletroquímica, o que é, como ela ocorre, a influência de fatores que aceleram a corrosão como a maresia, a formação da ferrugem e as reações que explicam esse processo e suas consequências, além de apresentar os casos benéficos de corrosão.

Na aula seguinte, deve se promover uma discussão sobre o material didático entregue, na qual as dúvidas são sanadas e os alunos respondem ao mesmo questionário apresentado na roda de conversa. Na sequência, realiza-se o experimento de corrosão de

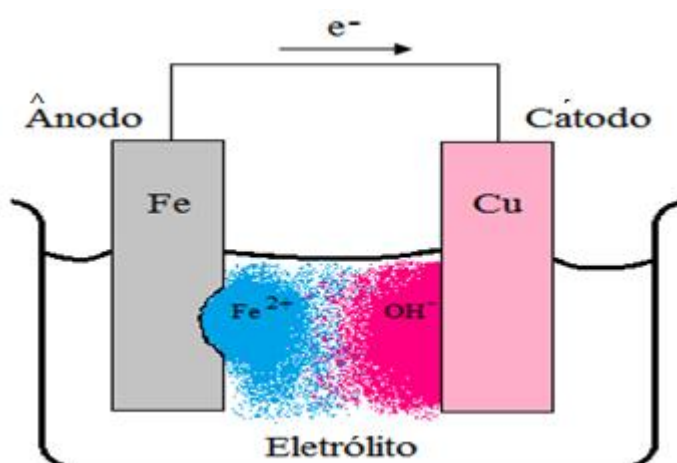


metais, o mesmo descrito anteriormente na realização da feira de ciências. Para a execução do mesmo os alunos deverão se dividir em grupos de até 5 alunos.

A figura abaixo representa o experimento que deverá ser realizado, bem como o produto formado devido a redução do cobre.



É importante que os alunos já tenham estudado o material em casa e realizem a atividade com certa autonomia, analisando cada etapa e discutindo a relevância delas para o desenvolvimento do experimento. A docente deve mediar a realização e instigar a interpretação do mesmo por parte dos alunos, por meio de perguntas. Os alunos também terão acesso antecipado a um vídeo gravado no laboratório 411 do Departamento de Físico-Química da UFRJ sobre pilhas e no último momento desta aula o vídeo será exposto. A figura a seguir representa um esquema em cores semelhantes a que serão obtidas com a realização do experimento.



Na SD são propostos, portanto dois experimentos, um participativo em sala de aula (corrosão de metais) e o outro, que por necessitar de materiais e reagentes mais

específicos deve ser realizado em um laboratório devidamente equipado, como o laboratório 411 do Instituto de Química da UFRJ.

O vídeo elaborado corresponde ao experimento “corrosão do ferro percebida pela presença de indicadores”, apresenta a descrição completa abaixo.

## **EXPERIMENTO PARA A AULA NO LABORATÓRIO DA UFRJ**

### **CORROSÃO DO FERRO PERCEBIDA PELA PRESENÇA DE INDICADORES**

#### **MATERIAIS:**

- Chapa (eletrodo) de ferro;
- Chapa (eletrodo) de cobre;
- Fio de cobre.

#### **VIDRARIAS:**

- Béquero de 250 mL; **REAGENTES:**
- Solução aquosa a 3% de cloreto de sódio;
- Solução alcoólica de fenolftaleína a 1%;
- Solução aquosa de ferricianeto de potássio;

#### **PROCEDIMENTO:**

Em um béquer de 250 mL adiciona-se 200 mL de solução aquosa a 3% de cloreto de sódio (NaCl), 1mL de solução alcoólica a 1% de fenolftaleína e 2mL de solução aquosa de ferricianeto de potássio.

Após este procedimento, adicionam-se os dois eletrodos de ferro e cobre, ligados por um fio condutor de cobre ao béquer que contém a solução e se aguarda.

#### **RESULTADOS E DISCUSSÃO:**

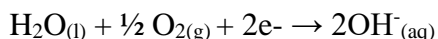
Após alguns minutos ocorre a formação de uma coloração rósea-avermelhada em torno do eletrodo de cobre e um depósito azul em torno do eletrodo de ferro.

A explicação para as colorações apresentadas se deve, respectivamente à formação de íons  $\text{OH}^-$  no cátodo, pois com a presença de íons  $\text{OH}^-$  ocorre a mudança de coloração do indicador fenolftaleína, de incolor para rósea-avermelhada cuja faixa de viragem de pH fica entre 8,2 e 10.

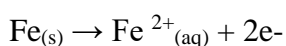
Já a coloração azul pode ser notada devido à presença do indicador ferricianeto de potássio ( $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ ), que foi adicionado no intuito de acelerar a identificação da corrosão do ferro, já que o mesmo muda de coloração na presença de íons  $\text{Fe}^{2+}$  formando o complexo  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN}_6)]_2$ . Nesta pilha os íons  $\text{Fe}^{2+}$  são provenientes da oxidação do ferro metálico.

As reações responsáveis por esse processo são as seguintes:

No cátodo temos a seguinte reação:



No ânodo temos a reação de oxidação do ferro, conforme a reação a seguir:



Na aula seguinte, o experimento contido no vídeo é discutido em sala, e os mesmos grupos de alunos são convidados a explicar o experimento para que se desenvolva uma discussão. A professora media a discussão para sanar dúvidas e ressignificar as colocações que necessitem. No momento final, os alunos recebem instruções para uma investigação de processos corrosivos em seu cotidiano, de forma que eles deverão fotografar os objetos ou peças em que identificarem a corrosão, para uma mostra das fotografias. Eles também são convidados a fazer um trabalho investigativo, contendo reportagens nas quais processos corrosivos tenham sido envolvidos. A docente ficará à disposição para tirar dúvidas e discutir com os alunos os conteúdos das fotos usando a rede, fora da escola.

Na aula final realiza-se a culminância, com a mostra das fotografias dos alunos e reportagens selecionadas para a toda a turma e, se for aceito pela escola, estes materiais devem ficar expostos para toda comunidade escolar. Na sala de aula os alunos explicam as fotos, seus contextos e as reportagens, mediando-se uma discussão pela docente.

## PLANO DE AULA – SEQUÊNCIA DIDÁTICA (SD)

Professora:

**Karina Dias de Oliveira**

Disciplina	Carga horária	Turma
<b>Química</b>	6 tempos (50min)	2ª Série Ensino Médio

**ASSUNTO: Corrosão Metálica e Eletrodeposição**

### I - METAS

Após a aplicação da SD, espera-se que os alunos apresentem um conhecimento sobre o assunto corrosão metálica, bem como compreendam a importância tema e sua aplicabilidade no cotidiano.

### II – OBJETIVOS

Objetivos Gerais	Objetivos Específicos
Propor a realização de um trabalho com enfoque na corrosão metálica, baseado no uso da experimentação e em metodologias ativas de ensino para os alunos da 2ª série do Ensino Médio.	Despertar o interesse dos alunos na busca de conhecimento, tornando-os ativos no processo de ensino-aprendizagem além de desenvolver nos mesmos a capacidade de realização de uma análise crítica de processos eletroquímicos que ocorrem ao seu redor, tornando-o capazes de relacioná-los com os conteúdos apresentados durante as aulas de química.

### III – METODOLOGIA DE ENSINO

Realização de pesquisas e estudos por parte dos discentes sobre o tema proposto; confecção de experimentos para a visualização do processo de corrosão metálica; divulgação do conhecimento adquirido através da exposição de fotos investigativas.

### IV – AVALIAÇÃO

A avaliação a ser realizada contempla a análise do domínio do conteúdo proposto apresentado pelos alunos através das discussões em grupo (rodas de conversa), comparativo entre as respostas obtidas nos questionários aplicados no início e finalização do trabalho e através da análise e da realização da exposição de fotos investigativas obtidas pelos alunos.

### ETAPA 3: OBSTÁCULOS EPISTEMOLÓGICOS – MATERIAL DIDÁTICO AUTORAL

No decorrer dos estudos, das pesquisas e das reuniões com minhas orientadoras para escrita deste trabalho, surgiram muitas dúvidas em relação a conceitos que, a priori pareciam claros, a meu ver, envolvendo o conteúdo de eletroquímica.

A partir dessas dificuldades encontradas ao longo do trabalho de pesquisa, envolvendo a eletroquímica, bem como a constatação de que estas barreiras são apresentadas por outros professores de química da educação básica, surgiu a ideia de elaboração deste material para servir como suporte para o esclarecimento de conteúdos importantes para a compreensão e posterior explicação sobre o tema eletroquímica em sala de aula.

Neste material didático autoral, conteúdos fundamentais da eletroquímica e da corrosão metálica, foram discutidos e estudados de forma a trazer novas concepções e romper diversos conhecimentos contestáveis que foram identificados ao longo do tempo, promovendo-se ressignificações.

Os seguintes temas foram escolhidos para a confecção desta parte do trabalho referente aos obstáculos epistemológicos no estudo básico de eletroquímica:

- ➡ 1) Células Galvânicas.
  - 1.1) Célula Galvânica: breve histórico e análise de uma pilha de uso comercial.
  - 1.2) Força eletromotriz (fem) e diferença de potencial (ddp).
  - 1.3) Importância do voltímetro.
  - 1.4) Importância da potência na realização de trabalho gerado na célula galvânica.
- ➡ 2) Representação de uma célula galvânica em livros didáticos do Ensino Médio: o papel do fio condutor externo, lâmpadas e cartões musicais.
- ➡ 3) Ponte salina.
- ➡ 4) Potencial de junção líquida.
- ➡ 5) Diferenças entre célula galvânica e célula eletrolítica.
- ➡ 6) Transporte de massa em processos de eletrodo (difusão, migração e convecção).
- ➡ 7) Camada passivadora (sais, hidróxidos, óxidos e características dessa camada).

A seguir serão apresentados e discutidos os tópicos julgados como sendo importantes para a compreensão do conteúdo teórico desta dissertação levando em conta as concepções iniciais, bem como a implementação de novos conceitos adquiridos ao longo deste trabalho.

**Células Galvânicas: breve histórico e análise de uma pilha de uso comercial (pilha seca ou pilha de Leclanché)**

A eletroquímica tem duas linhas de estudo importantes: os sistemas capazes de realizar trabalho elétrico útil a partir de reações de oxirredução que acontecem nas células galvânicas, e o estudo de sistemas nos quais o processo de oxirredução é provocado através do recebimento de trabalho útil elétrico, assunto que será discutido em eletrólise.

As células eletroquímicas devem ser compostas por, no mínimo, dois eletrodos imersos em um eletrólito, onde acontece o transporte de íons. A passagem da corrente elétrica através deste sistema pode ou não acarretar processos irreversíveis, como a corrosão metálica, para isso se deve levar em conta se o sistema está ou não em equilíbrio.

Em minha experiência como professora, que se iniciou em 2014, tive contato com livros didáticos, adotados em escolas públicas e apostilas destinadas à rede privada de ensino, na qual trabalho desde 2016. Nestes materiais pouco se via sobre o histórico, o surgimento das primeiras experiências sobre células galvânicas até chegarmos ao que temos hoje, como por exemplo as pilhas secas de Leclanché.

Levanto este assunto por também ser uma barreira encontrada por mim durante este tempo de pesquisa e estudo. O meu enfoque era a pilha de Daniell, que aparece em todos os materiais didáticos, e que é útil e de grande importância para explicar o processo de oxirredução, e, portanto, a geração de corrente elétrica. Por outro lado, a pilha de Daniell não é nada semelhante no aspecto visual, às pilhas que temos em nossa casa, nos nossos aparelhos eletrônicos.

Para explicar essas questões, tive que pesquisar em livros de ensino superior, citados anteriormente na revisão bibliográfica no tópico referente a células galvânicas, e conversar com minhas orientadoras na busca de informações sobre essa evolução das células galvânicas. Trata-se de uma dificuldade talvez apresentada por muitos outros

professores de química da educação básica. Esses aspectos serão discutidos no decorrer deste tópico.

Ticianelli e Gonzales (2005) destacam que os primeiros estudos em eletroquímica foram realizados por Luigi Galvani em 1786, através de um experimento com rãs. A essas rãs dissecadas ele submetia uma diferença de potencial elétrico, onde um dos polos do elemento de descarga elétrica era ligado no nervo da rã, e outro ao músculo. Como resultado desta descarga, as patas das rãs se contraíam. Para explicar sua observação, Galvani concluiu, erroneamente, que o sistema montado formava um capacitor, a eletricidade era descarregada nas patas das rãs e que a eletricidade era algo inerente ao próprio animal.

Na verdade, Galvani produziu corrente elétrica, processo primordial para o funcionamento de pilhas, fato que foi explicado mais tarde por Alessandro Volta, que em 1796 desenvolveu o primeiro dispositivo capaz de gerar corrente elétrica, uma pilha voltaica formada por cobre e zinco imersos em um eletrólito.

Em 1800, Volta montou uma pilha formada por discos de zinco e cobre alternados e entre esses discos pedaços de tecido embebidos em uma solução eletrolítica de ácido sulfúrico, conforme a Figura 1. Este foi o primeiro dispositivo produzido de armazenamento de energia.

Figura 1 - Pilha de Alessandro Volta



Fonte: Google imagens (2021)

Em 1800 Nicholson e Carlisle realizaram a eletrólise da água liberando hidrogênio e oxigênio, e em 1835 foram propostas as leis de Faraday, cientista responsável por termos eletroquímicos utilizados até hoje como cátion, ânion, íons, eletrodo e eletrólito.

A partir deste breve histórico, chegamos ao experimento realizado pelo químico John Daniell em 1836 que substituiu a solução de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ ) utilizada por Alessandro Volta em seu experimento e que produzia gases tóxicos, por soluções salinas de nitrato de cobre II ( $\text{Cu}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})}$ ) e nitrato de zinco ( $\text{Zn}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})}$ ).

A medida da diferença de potencial e a utilização de fontes de aproveitamento de energia serão discutidas detalhadamente nos tópicos 3 e 4, respectivamente.

Células em solução, como a de Daniell, são importantes para a compreensão de processos de oxirredução, porém apresentam pouca ou nenhuma aplicação prática em nosso cotidiano, visto que não são utilizadas em aparelhos portáteis, eletrônicos e baterias de celulares e notebooks.

Fazer uma correlação entre as pilhas em solução aquosa e as pilhas e baterias que utilizamos em equipamentos eletrônicos é algo que sempre considerei de grande importância para melhorar a compreensão tanto dos estudantes do Ensino Médio e até porque não dizer a nossa, como professores, uma vez que em muitos materiais didáticos essa relação não acontece, ou seja, o assunto não é abordado e quando aparece é de forma superficial, sem muitos detalhes.

Nos primeiros anos como docente da educação básica, um aluno de uma turma de 2ª série do Ensino Médio questionou sobre o seguinte: “Por que as pessoas têm o hábito de colocar as pilhas no refrigerador para tentar otimizar o seu funcionamento e o que acontece quando esse processo é feito?”. Confesso que fiquei sem saber o que responder, nunca tinha ouvido falar nisso, em casa nunca fizemos esse procedimento e não me recordei se, em algum momento na época da minha graduação isso foi abordado. Resultado, tive que confessar que não sabia a resposta para aquela pergunta e fui atrás de informações concretas.

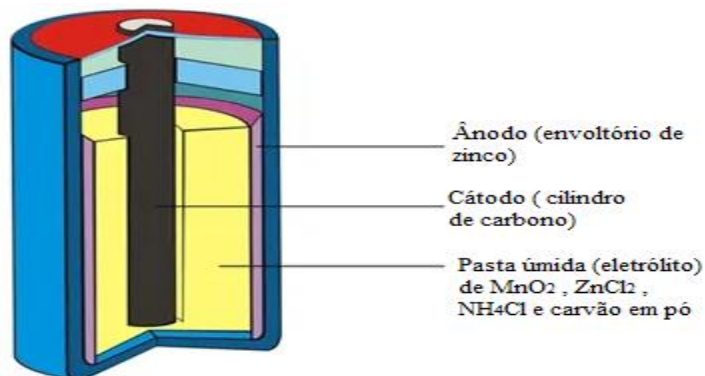
Outro questionamento feito por estudantes foi em relação às pilhas alcalinas, como era seu princípio de funcionamento e porquê elas apresentam uma durabilidade maior. Por razões como estas descritas, pela importância do tema e por encontrar barreiras na busca de respostas decidi incluir este tópico no meu trabalho.

A pilha seca, ou pilha de Leclanché, foi desenvolvida em 1886 pelo engenheiro francês George Leclanché. Nesta pilha o eletrólito se encontra em uma pasta úmida constituída por cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), dióxido de manganês ( $\text{MnO}_2$ ), grânulos finos de carbono e uma pasta inerte, normalmente de amido, conforme a Figura 2. O ânodo é formado por um invólucro cilíndrico, como um copo, de zinco e o cátodo é constituído



por um cilindro de carbono e o interior do invólucro é coberto com um papel que funciona como uma barreira porosa (ATKINS e JONES, 2012).

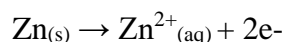
Figura 2 - Pilha seca



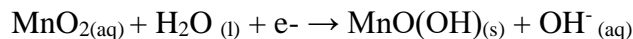
Fonte: Google imagens (2021)

Na pilha seca, assim como a pilha em solução também se processam reações de oxirredução. Estas equações serão apresentadas e discutidas a seguir.

No ânodo ocorre a oxidação do zinco contido no invólucro externo da pilha:



No cátodo ocorre a redução do óxido de manganês IV:

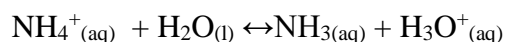


A representação desta pilha é a seguinte:

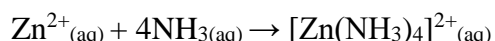


O zinco funciona como ânodo da pilha, portanto irá perder elétrons que serão transferidos pelo circuito externo para o eletrodo de dióxido de manganês, através do condutor de carbono.

A hidrólise do íon amônio ( $\text{NH}_4^{+}$ ) produz amônia ( $\text{NH}_3$ ), e torna o meio levemente ácido conforme a equação:



A amônia forma com os íons  $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$  o íon complexo  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ :



Colocar a pilha na geladeira também se mostra como uma alternativa eficiente para diminuir a velocidade de oxidação do zinco pelo íon  $\text{H}_3\text{O}^{+}$ , causado pela hidrólise do íon amônio e pela hidrólise do íon zinco presente no cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ). Este

processo pode diminuir o tempo de vida útil da pilha e mudar o potencial do ânodo, causando o fenômeno de auto descarga, discutido nesta dissertação.

Levando em consideração a hidrólise ácida do cloreto de amônio, sal de caráter ácido e que, portanto, sofre hidrólise devido à presença do íon  $\text{NH}_4^+$ , provenientes de uma base fraca ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ), as pilhas alcalinas ganham uma vantagem, pois na sua composição há presença de um eletrólito alcalino, como hidróxido de potássio ( $\text{KOH}$ ). Neste contexto as pilhas alcalinas têm um rendimento superior de 5 a 8 vezes quando comparadas às pilhas comuns e possuem uma voltagem praticamente constante.

Outro aspecto importante a ser considerado é que nas pilhas alcalinas, quando a célula não está em uso, a reação entre o eletrodo de zinco e o eletrólito alcalino empregado ocorre lentamente, aumentando o tempo de funcionamento desta pilha.

### **Força eletromotriz (fem) e diferença de potencial (ddp)**

Uma fonte de tensão elétrica, como uma pilha ou bateria apresenta uma força eletromotriz (fem ou  $\mathcal{E}$ ). Esse termo é utilizado para nomear a diferença de potencial máxima produzida por uma célula galvânica.

Para a compreensão sobre o que é potencial máximo produzido por uma célula galvânica, devemos ter ciência de que o potencial adquirido pelo eletrodo (metal) depende, para o caso de eletrodos reversíveis, da posição em que o mesmo se encontra no equilíbrio, o que está diretamente relacionado a atividade dos íons em solução.

Dessa forma, em uma pilha onde, na reação global, o equilíbrio não foi atingido, o trabalho elétrico é efetuado à medida que a reação química de oxidação ocorre e os elétrons são deslocados através do circuito externo. Tanto a reação responsável pela transferência de elétrons quanto o trabalho realizado dependem da diferença de potencial entre os eletrodos e o fluxo de elétrons permanece até que o sistema atinja o equilíbrio termodinâmico ( $\Delta G_r = 0$ ).

A relação entre as medidas de trabalho elétrico máximo ( $W_{\text{el máx}}$ ) e a energia livre de Gibbs ( $\Delta G$ ) para transformações constantes e reversíveis a pressão e temperatura constantes é:

$$\Delta G_r = - W_{\text{el máx}}$$

Através da energia livre de Gibbs da reação, é possível calcular a fem ( $\Delta E$ ) desta pilha, bem como prever a espontaneidade do processo:

$$\Delta G = - nF \cdot \Delta E$$

Se  $\Delta G < 0$  e  $\Delta E > 0$  a reação será espontânea.

Se  $\Delta G > 0$  e  $\Delta E < 0$  a reação será não espontânea.

Se  $\Delta G = 0$  e  $\Delta E = 0$  haverá um equilíbrio.

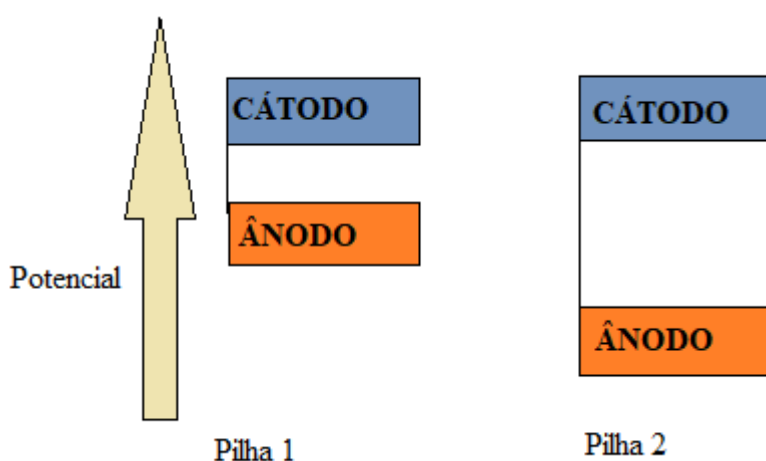
A fem é o valor limite apresentado, ou seja, quando a corrente é igual a zero, porque os dois eletrodos se encontram em equilíbrio.

Nos livros didáticos da educação básica o termo força eletromotriz não é muito utilizado, mas sim a diferença de potencial (ddp) entre dois pontos. Este item, portanto, apresentará esses dois conceitos (fem e ddp) bem como a diferença entre eles.

Só será possível a realização de trabalho em uma célula eletroquímica se houver uma diferença de potencial (ddp) entre os eletrodos, portanto células com eletrodos idênticos, nas mesmas condições, inclusive de concentração não realizam trabalho elétrico.

De acordo com Do Val, Domingues e Matencio (2010), potenciais de uma pilha são proporcionais à quantidade de trabalho que este sistema pode realizar, neste sentido quanto maior for a tendência de um eletrodo em ceder elétrons (ânodo) e quanto maior for a tendência do outro eletrodo em receber esses elétrons (cátodo), maior será a diferença de potencial da célula utilizada para produzir eletricidade. Da mesma forma, quanto maior for o valor desta ddp, maior será o trabalho realizado por este sistema, quando o circuito for fechado entre o cátodo e o ânodo.

A Figura 3 mostra a diferença de energia entre o cátodo e o ânodo de duas pilhas hipotéticas, chamadas de pilhas 1 e 2



Fonte: autoria própria (2021)

Através da análise da Figura 3, concluímos que na pilha 2 há uma maior diferença de potencial entre o cátodo e o ânodo quando comparada à pilha 1. Conclui-se também que o trabalho realizado na pilha 2 é superior ao trabalho realizado na pilha 1, mesmo havendo uma mesma quantidade de elétrons sendo transferidos nas respectivas reações redox.

Em outras palavras, a força eletromotriz é a tensão máxima que uma pilha pode fornecer a um sistema em um circuito, e seu valor corresponde a diferença entre os potenciais de equilíbrio do cátodo e do ânodo. A diferença de potencial pode corresponder a uma ddp qualquer quando a pilha é atravessada por uma corrente diferente de zero. Neste caso, a ddp assume um valor menor do que a fem.

### **A importância do voltímetro**

A representação do voltímetro é muito comum nos esquemas presentes em livros da educação básica na abordagem das células galvânicas. Esses materiais didáticos, descrevem o voltímetro como um aparelho capaz de medir a diferença de potencial entre dois pontos, porém não há mais detalhes sobre o seu funcionamento, nem um destaque sobre a sua importância. Devido a estes aspectos, este tópico trará algumas explicações sobre suas aplicações e importância em circuitos elétricos.

O voltímetro é um aparelho utilizado para medir a diferença de potencial entre dois pontos de um circuito elétrico. Ele é ligado a um circuito sem desligar ou cortar nenhum fio e é essencial que a resistência desse aparelho seja bem superior do que a resistência dos elementos do circuito aos quais o voltímetro está ligado, pois sua presença irá alterar a diferença de potencial que se deseja medir (HALLIDAY; RESNICK; WALKER, 2007).

Dessa forma, quanto maior a resistência interna do voltímetro, maior a diferença de potencial medida da célula galvânica, isto é, no limite se a resistência elétrica do voltímetro fosse infinitamente grande seria possível medir a força eletromotriz da célula. Neste caso a corrente que atravessaria o voltímetro seria igual a zero, e estaríamos medindo a diferença de potencial de equilíbrio entre o cátodo e o ânodo.

Atualmente, os voltímetros empregados apresentam uma resistência muito alta, da ordem de Mohms, de modo que quando se liga um voltímetro em paralelo a uma célula galvânica praticamente se mede a fem da referida célula, comparável a fem obtida

dividindo-se o  $\Delta G$  da reação pela carga  $nF$  envolvida, desde que se trabalhe apenas com três algarismos significativos.

### Importância da potência na realização de trabalho gerado na célula galvânica

Para se acender uma lâmpada ou alguma outra forma de aproveitar o trabalho elétrico gerado pela pilha, é importante que haja um conhecimento sobre a potência necessária para a realização deste trabalho.

Segundo Halliday, Resnick e Walker (2007), a potência pode ser definida pela taxa com a qual a energia é transferida de um componente para outro, por exemplo, se o componente é uma bateria recarregável, a energia se transforma em energia química que é armazenada pela bateria e se o componente for um ventilador, a energia elétrica é transformada em energia mecânica.

A unidade de potência, energia por unidade de tempo, pode ser representada também por Volt. Ampère (VA) ou Watts (W). Nesse sentido temos as seguintes equações:

$$P = W_{el} \cdot \Delta t$$

Onde  $P$  = potência;  $W_{el}$  = trabalho elétrico (energia elétrica);  $\Delta t$  = intervalo de tempo.

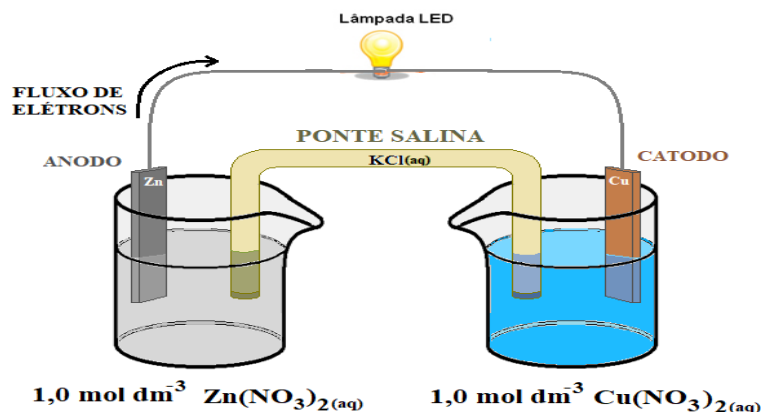
$$P = V \cdot I$$

Onde:  $I$  = intensidade de corrente medida em ampère A (no Sistema Internacional, S.I) ;  $V$  = tensão elétrica (ddp) medida em volts (no S.I) e  $P$  = potência elétrica medida em Watts W (no S.I)

Em uma célula eletroquímica, como na célula de Daniell é comum encontrarmos figuras em livros didáticos que demonstram a associação de uma lâmpada ao circuito, conforme a Figura 4. Dessa maneira há um aproveitamento do trabalho elétrico gerado pela reação de oxirredução, onde a energia elétrica produzida é transformada em energia luminosa, percebida pelo brilho da lâmpada.

Quanto mais intenso for o brilho da lâmpada, maior a potência elétrica da mesma e, dependendo do tipo de material utilizado para o aproveitamento do trabalho elétrico gerado, teremos a conversão em outros tipos de energia. Por exemplo, ao utilizarmos uma lâmpada incandescente além da transformação de energia elétrica em energia luminosa há também a transformação em energia térmica, por isso essas lâmpadas aquecem durante seu uso.

Figura 4 - Célula de Daniell com a utilização de uma lâmpada de LED



Fonte: autoria própria (2020)

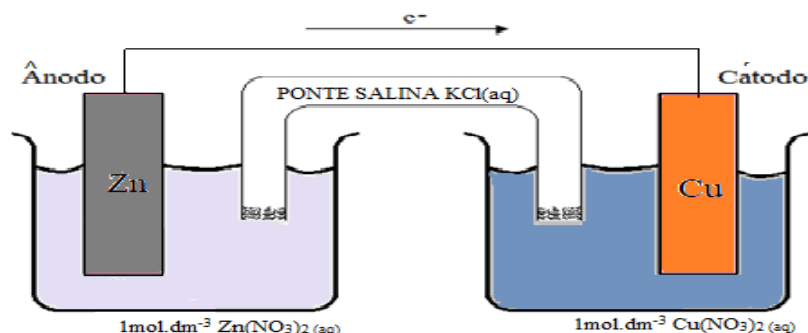
Outro aspecto importante a ser considerado é o valor da potência do equipamento que iremos utilizar (lâmpada, cartão musical...) se o mesmo necessitar de uma potência cujo valor é superior ao fornecido pelo circuito, o equipamento não irá funcionar, ou ainda irá funcionar, mas não de forma satisfatória, emitindo uma luz menos intensa do que o esperado.

**Representação de uma célula galvânica em livros didáticos do Ensino Médio:  
o papel do fio condutor externo, lâmpadas e cartões musicais**

É quase que uma unanimidade encontrarmos em livros didáticos da educação básica a representação de células galvânicas com os eletrodos em recipientes diferentes, em soluções eletrolíticas com seus respectivos íons e os eletrodos completando o circuito, além da presença da ponte salina. Muitos autores acrescentam um fio condutor para a passagem dos elétrons e em série um equipamento para aproveitar a energia gerada pela reação de oxirredução, como uma lâmpada, um cartão musical, etc. Estes circuitos as vezes apresentam um voltímetro entre os dois eletrodos das células galvânicas. Entretanto, para a construção de uma célula galvânica, a presença destes últimos “acessórios”, externos citados, não são necessários para defini-la. Levando-se em conta a pilha de Daniell, por exemplo a célula galvânica acaba nos dois eletrodos: zinco (ânodo) e cobre (cátodo).

A representação da pilha de Daniell nesses materiais didáticos muitas vezes apresenta um fio condutor ligando ânodo e cátodo como na Figura 5.

Figura 5 - Representação da célula de Daniell em livros didáticos



Fonte: Autoria própria (2020)

O que encontrei de incoerência nesta imagem, ao longo da minha pesquisa foi a presença do fio condutor.

A célula representada desta forma não funcionará como uma célula galvânica, mas sim como uma célula de corrosão de maneira que o que representa a diferença entre uma célula galvânica e uma célula de corrosão é que na segunda não há realização de trabalho elétrico útil, igualando os potenciais elétricos, devido à presença de uma resistência elétrica quase nula (fio metálico). Neste cenário há uma produção de corrente elétrica muito elevada, já que o sistema se encontra em curto-circuito. Portanto, a forma correta de se apresentar uma célula galvânica é a representação da mesma sem a existência do fio condutor, de forma que se quisermos medir a diferença de potencial nesta célula, colocaremos dois fios condutores, um ligado ao ânodo e o outro o cátodo, e entre esses fios, intercalando em paralelo com a célula, um voltímetro, assunto discutido anteriormente.

O trabalho elétrico citado pode ser definido como o trabalho necessário para transferir uma carga elétrica de um ponto para outro empregando uma diferença de potencial igual a  $\Delta E$ . A força eletromotriz (fem) do sistema (célula galvânica) é responsável por acarretar a transferência desta carga de forma reversível, desta forma temos que:

$$dw_{\text{máx}} = - \Delta E \cdot dQ$$

Onde:  $dw_{\text{máx}}$  = trabalho elétrico máximo fornecido pela célula galvânica de forma reversível,  $\Delta E$  = força eletromotriz (fem),  $dQ$  = carga elétrica.

O trabalho elétrico gerado pode ser aproveitado inserindo no fio condutor, ligado aos dois eletrodos (ânodo e cátodo), uma lâmpada de LED, um cartão musical ou ainda uma célula eletrolítica, por exemplo.

A partir dessas observações e pesquisas foi possível concluir que na célula galvânica, representada pela pilha de Daniel não há a necessidade de representá-la com o fechamento do circuito. Ela é constituída de dois eletrodos, das soluções eletrolíticas e da ponte salina, não sendo necessária a presença de mais acessórios.

As figuras apresentadas nestes livros de ensino médio, com a presença desses acessórios externos, no meu entender, dificultam o aprendizado e a compreensão dos conceitos por parte dos alunos e também dos professores que utilizam estes materiais para o preparo de suas aulas.

### Ponte Salina

Um conceito muito importante e que está presente em diversos livros didáticos que abordam o conteúdo de eletroquímica é a ponte salina.

As concepções iniciais apresentadas por mim sobre este assunto eram que a ponte salina tinha como função manter a eletroneutralidade da solução, através da união dos dois compartimentos, impedindo a mistura de soluções e, completando o circuito elétrico.

Além do mais, tinha o conhecimento de que a explicação para este fato está em que em decorrência das reações de oxirredução da pilha de Daniell, há um aumento da concentração de íons zinco no eletrodo de zinco ( $\text{Zn}_{(s)} | \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ ), onde ocorre a reação de oxidação (ânodo) e no eletrodo de cobre (cátodo)  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} | \text{Cu}_{(s)}$  onde ocorre uma diminuição na concentração dos íons  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ , em decorrência da redução do  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ . Neste cenário, a célula galvânica perderia a neutralidade elétrica, e o seu funcionamento seria interrompido.

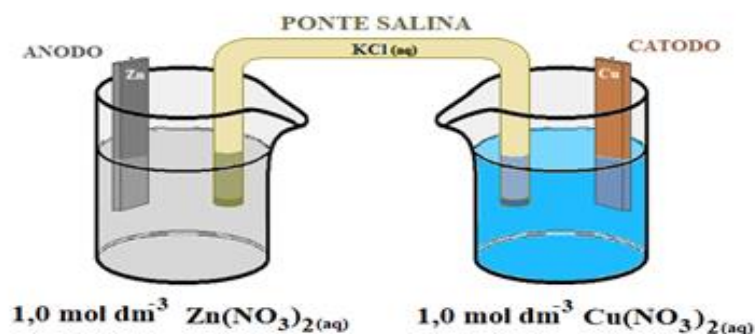
Estava ciente de que células galvânicas, como a de Daniell, deveriam conter uma ponte salina: um tubo de vidro em U invertido contendo em seu interior uma solução iônica onde as extremidades desse tubo são fechadas por um material poroso, como o algodão. Porém não era do meu conhecimento o porquê se deve utilizar o KCl ou  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  como os sais constituintes da ponte salina. Este tema será abordado no tópico de potencial de junção.

Ainda sobre o funcionamento da ponte salina, os cátions  $\text{K}^+$  ou  $\text{NH}_4^+$ , dependendo do sal utilizado na solução, por atração eletrostática atrairiam os ânions presentes na solução, que na pilha de Daniell são os íons nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) em excesso, após a redução do cobre  $\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}_{(s)}$ , e o ânion  $\text{Cl}^-$  ou  $\text{NO}_3^-$ , atrai o íons  $\text{Zn}^{2+}$  presentes em maior



concentração na solução após a oxidação do zinco  $\text{Zn}_{(s)} | \text{Zn}^{2+}$ , tendo portanto um papel fundamental no balanceamento de cargas presentes nos dois compartimentos, anódico e catódico. Na Figura 6, encontra-se a representação da pilha de Daniell com a ponte salina.

Figura 6 – Pilha de Daniell



Fonte: Autoria Própria (2020)

Ainda há o fato, o qual eu já tinha conhecimento, de que o cátion, presente na ponte salina, migra para o eletrodo de cobre devido à diminuição da concentração de  $\text{Cu}^{2+}$  na solução e ânion ( $\text{Cl}^-$  ou  $\text{NO}_3^-$ ) migra para o eletrodo de zinco devido ao aumento da concentração de íons  $\text{Zn}^{2+}$  em solução e a necessidade de fechamento do circuito elétrico.

Ao longo deste tempo de pesquisas e estudos aprendi que a introdução nesse sistema da ponte salina é fundamental, sobretudo para evitar a auto descarga. No caso da pilha de Daniell, o ataque direto entre o metal (redutor,  $\text{Zn}_{(s)}$ ) e o íon em solução (oxidante,  $\text{Cu}^{2+}$ ), o que ocorreria, no exemplo citado, um processo puramente de corrosão. Haveria, portanto depósito de cobre sobre o eletrodo de zinco, de forma espontânea e a interrupção do funcionamento da pilha pelo surgimento de dois eletrodos iguais.

Outro conhecimento adquirido foi que a movimentação por conta da ação do campo elétrico, já acontece na célula, mesmo sem a ponte salina. A ponte salina envia íons para a solução e o fechamento do circuito com um fio condutor é que faz a corrente elétrica circular.

Na ponte salina o transporte por difusão permite que os íons  $\text{K}^+$  e  $\text{Cl}^-$  se movimentem no sentido das duas soluções, uma vez que nestas não existe  $\text{KCl}$ . Quando o circuito é fechado os íons potássio, por migração, serão transportados em direção ao cátodo enquanto os íons cloreto serão transportados em direção ao ânodo. Há alguns aspectos a serem discutidos diante dessas informações, como a ação do campo elétrico, da difusão e do transporte de massa, que serão discutidos em outro tópico (tópico 9).

Porém, ainda em relação às aplicações e à importância da ponte salina, seu principal papel não era levado em consideração, o de evitar a auto descarga e, portanto, a corrosão do ânodo da pilha através da presença de íons oxidantes indesejados.

Outros aspectos importantes sobre este assunto são os íons presentes na solução iônica da ponte salina e a concentração desta solução. Esses assuntos serão abordados no tópico referente ao potencial de junção.

### Potencial de Junção

Em pilhas como a de Daniell, há uma fonte adicional de potencial elétrico desenvolvida a partir do contato entre dois eletrólitos diferentes presentes na solução. Esse potencial recebe o nome de potencial de junção.

Já em pilhas onde há a presença de soluções eletrolíticas de mesmo cátion e ânion, porém em concentrações diferentes nos dois compartimentos, a difusão desses íons acontece em velocidades diferentes, como por exemplo em soluções de HCl. Pelo fato do íon  $\text{Cl}^-$  ser mais volumoso que o  $\text{H}^+$ , e, além disso o fato de o  $\text{H}^+$  formar ligações de hidrogênio com a água, a difusão do ânion acontecerá de forma muito mais lenta o que ocasiona uma diferença no potencial de junção significativa.

Este conceito, geralmente, não é abordado em livros ou em apostilas destinadas ao Ensino Médio, porém é comum encontrarmos a presença de soluções de  $\text{KCl}_{(\text{aq})}$  ou  $\text{NH}_4\text{NO}_3_{(\text{aq})}$  na representação da ponte salina, mas não há uma explicação sobre o porquê esses sais são os escolhidos.

A explicação para esta utilização está no fato de que os cátions e ânions utilizados precisam ter mobilidades iônicas ( $u_i$ ) muito próximas para minimizar o potencial de junção.

Define-se mobilidade iônica como sendo a velocidade do íon quando submetido a um campo elétrico, ou seja, a velocidade do íon dividida pelo campo elétrico aplicado.

A mobilidade iônica é diretamente proporcional à carga do íon e inversamente proporcional ao raio do íon, de acordo com o modelo de Stokes e Einstein. Os íons presentes  $\text{K}^+_{(\text{aq})}$  e  $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$  na ponte salina de KCl possuem mesma carga em módulo, e possuem raios iônicos muito próximos e também possuem mobilidade iônica muito próximas. A relação entre suas mobilidades é igual a 1,04, o que corresponde à relação entre suas velocidades, uma vez que o campo elétrico é o mesmo (CHANG; 2008)

### Diferenças entre Células Galvânicas e Células Eletrolíticas

Os conteúdos de eletroquímica, que englobam células galvânicas e células eletrolíticas, são abordados geralmente na segunda série do ensino médio, onde são discutidos outros conteúdos pertinentes à físico-química.

Nessa abordagem há sempre uma diferenciação entre as células galvânicas e eletrolíticas, onde as primeiras promovem a produção de corrente elétrica a partir de uma reação espontânea de oxirredução, enquanto nas células eletrolíticas há a presença de um gerador externo (pilha, baterias...) que é responsável por provocar a ocorrência de uma reação de oxirredução na célula eletrolítica, portanto o processo não é espontâneo.

Neste tópico serão apresentadas as diferenças entre as células galvânicas e eletrolíticas com enfoque nas células eletrolíticas, uma vez que os conceitos pertinentes às células galvânicas já foram amplamente discutidos ao longo deste trabalho.

Há aspectos importantes sobre a eletrólise dos quais eu não tinha conhecimento, informações estas que foram adquiridas ao longo dos meus estudos para a confecção desta dissertação. Por exemplo, é comum encontrar em livros didáticos que a eletrólise é um processo que ocorre em um único compartimento, chamado de cuba eletrolítica, porém isso não é uma regra, existem processos eletrolíticos que ocorrem em compartimentos diferentes ou que podem ser separados por uma membrana, parede porosa ou até uma ponte salina.

Outro aspecto importante é em relação a não citação da ponte salina em células eletrolíticas, nunca parei para pensar o porquê elas não são utilizadas.

No caso de células onde os eletrodos são inertes e idênticos, como eletrodos de grafite ou platina há geração de substâncias diferentes nestes compartimentos, dessa forma pode haver a necessidade da utilização de uma ponte salina ou parede porosa. Podemos utilizar como exemplo a eletrólise da água em meio de ácido sulfúrico diluído: há formação de gás hidrogênio no cátodo e de gás oxigênio no ânodo. Se nos processos advindos da eletrólise houver a formação de produtos idênticos não há necessidade de separação dos compartimentos. Serve de exemplo a cobreação de uma peça metálica empregando solução de sulfato de cobre II e ânodo de cobre.

Essa separação pode ser realizada com o auxílio de membranas, que além de separar os compartimentos anódico e catódico também impedem a mistura dos produtos da eletrólise.

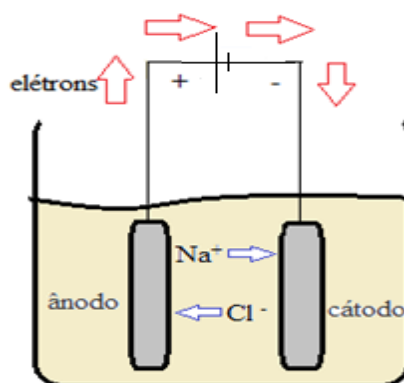
Outra estrutura responsável por fazer essa separação é o diafragma. Essa estrutura é constituída por uma mistura de fibras, minerais ou sintéticas, que funcionam como um filtro, separando o compartimento anódico do catódico permitindo a difusão e a condutividade do eletrólito de um compartimento para o outro; por isso, o tamanho dos poros do diafragma são importantes, para que não haja uma interferência indesejável no processo.

A segunda diferença é que em uma célula eletrolítica, a polaridade se inverte: o ânodo é o polo positivo e o cátodo é o polo negativo, uma vez que a fonte externa é que comanda o processo. A polaridade do cátodo na célula eletrolítica é negativa em virtude deste eletrodo receber os elétrons provenientes do ânodo da fonte externa, polo negativo. A polaridade do ânodo na célula eletrolítica é positiva pois este eletrodo está ligado ao cátodo da fonte externa, polo positivo.

Em processos não-espontâneos, como a eletrólise, as reações eletroquímicas ocorrem graças ao fornecimento de uma fonte de corrente elétrica. O ânodo continua sendo o eletrodo em que ocorre a oxidação e o cátodo o eletrodo em que ocorre a redução, da mesma forma que ocorre na célula galvânica.

A Figura 7 apresenta uma célula eletrolítica de compartimento único, onde ocorre a eletrólise ígnea do cloreto de sódio (NaCl), empregando dois eletrodos inertes.

Figura 7 - Célula Eletrolítica



Fonte: Autoria própria (2021)

Diferentemente das células galvânicas, a célula eletrolítica pode ser confeccionada a partir de compostos iônicos fundidos, como o caso da eletrólise ígnea (sem presença de água), ou com íons em solução, como exemplo mais frequente a eletrólise em meio aquoso.

As reações que caracterizam este processo da eletrólise ígnea do NaCl são as seguintes:



A reação no ânodo é:  $2 \text{Cl}^{-}_{(l)} \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2 \text{e}^{-}$

No cátodo ocorre a redução do sódio:  $\text{Na}^{+}_{(l)} + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Na}_{(l)}$

É importante destacar que primeiramente o cloreto de sódio deve ser fundido, pois o composto iônico em sua forma sólida não conduz corrente elétrica de forma apreciável.

A fonte externa pode ser uma célula galvânica ou outra fonte de corrente contínua. Também é necessário que a diferença de potencial aplicada seja superior ao potencial da célula a fim de inverter o processo espontâneo e aumentar a velocidade da reação de forma significativa.

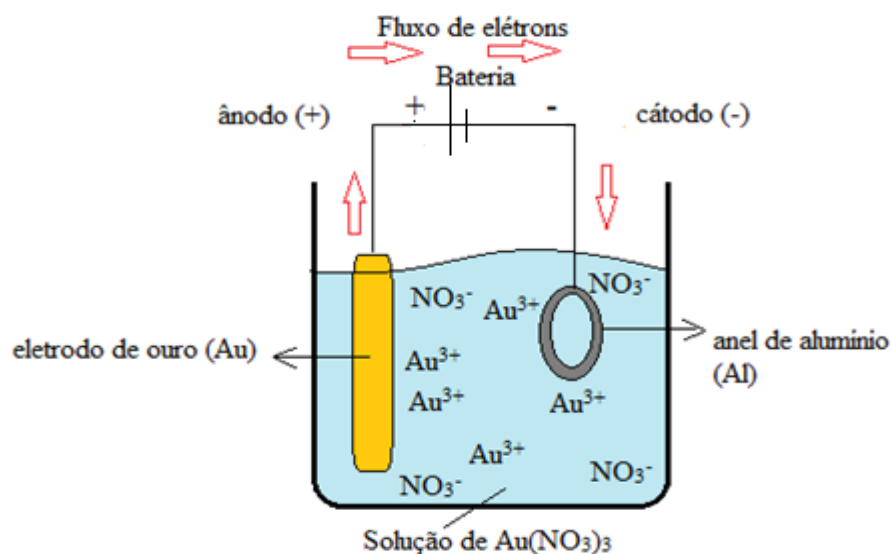
No que diz respeito à aplicação, a eletrólise é utilizada em processos de eletrodeposição, nos quais uma fina camada é depositada sobre um objeto conferindo-lhe proteção ou um efeito decorativo. Como exemplo temos as bijuterias que são revestidas por metais nobres como o ouro e o depósito de cromo sobre peças automotivas para proteção do aço (cromação). Também é utilizada em processos industriais para a obtenção de metais, refino de cobre (processo realizado a partir do cobre impuro), produção de cloro, flúor e hidróxido de sódio.

Ainda sobre a utilização da eletrólise para a formação de películas protetoras, é importante destacar que, antes que o processo seja realizado, é necessário um tratamento prévio na peça a qual se deseja proteger/revestir (cátodo). Esse tratamento envolve a limpeza da peça para a remoção de poeiras e uso de lixas para a remoção de óxidos, e ainda, quando necessário, o polimento para tornar a superfície mais lisa e uniforme.

Essas etapas de preparação da peça para eletrodeposição era algo que eu não tinha conhecimento. Em um trabalho elaborado para a feira de ciências na escola em que trabalho em 2019, um dos trabalhos sugeridos foi justamente envolvendo eletrodeposição de cobre sobre um clipe de aço, sem o preparo da peça o experimento não foi concluído da forma esperada, de forma que não houve uma deposição significativa de cobre sobre a peça.

Sobre eletrodeposição, a Figura 8 representa o processo de deposição de ouro sobre um anel de alumínio.

Figura 8 - Eletrodeposição de ouro sobre um anel de alumínio



Fonte: autoria própria (2021)

No processo apresentado na figura 25, os dois eletrodos estão imersos em uma solução aquosa de nitrato de ouro III ( $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$ ). O eletrodo de ouro é o ânodo desta eletrólise, e a peça onde haverá deposição de ouro metálico é o cátodo.

No ânodo tem-se:  $\text{Au}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Au}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^-$

No cátodo tem-se:  $\text{Au}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}_{(\text{s})}$

O ouro sólido produzido formará uma camada sobre o anel de alumínio, ligado ao polo negativo da bateria.

### Transporte de massa em processos de eletrodo (difusão, migração e convecção)

O transporte de massa é um processo de grande importância para o funcionamento de células galvânicas, porém quando se realiza uma busca deste assunto em livros didáticos e apostilas destinadas ao ensino médio verifica-se que o assunto não é abordado.

Neste cenário, devido à importância da compreensão de fenômenos que ocasionam o transporte de moléculas e íons dentro de uma célula galvânica e em células

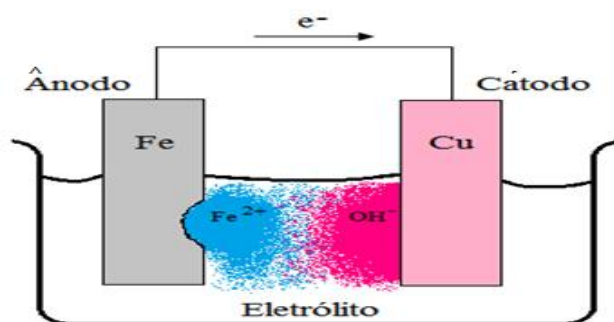
eletrolíticas e a carência da abordagem sobre este assunto em materiais de nível médio ele foi escolhido para discussão neste portfólio.

Existem três formas pelas quais acontecem os movimentos de íons e moléculas neutras em solução: difusão, convecção e migração. Os três serão discutidos a seguir.

A difusão é um tipo de transporte de massa provocado por uma diferença de concentração ou de potencial químico, que causa o transporte de íons ou espécies sem carga. Este fenômeno em processos eletroquímicos pode ser visto em virtude da reação eletródica. Na pilha de Daniell, por exemplo, a difusão ocorre devido a alterações na concentração de íons em solução, neste caso a difusão no ânodo é provocada em virtude do aumento da concentração de íons  $\text{Zn}^{2+}$ , que se deslocam do eletrodo para o meio da solução. No cátodo a difusão ocorre pela diminuição da concentração de íons  $\text{Cu}^{2+}$ , que são transportados para a superfície do eletrodo, onde são reduzidos. O gradiente de concentração máximo ocorre, no caso da redução, quando a concentração do íon na superfície do eletrodo é nula, e no caso da oxidação, quando a concentração do íon é tal que ocorra precipitação do sal, isto é, quando o sal atinge o máximo de solubilidade. No exemplo dado o sal é o nitrato de zinco ( $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ).

Outro exemplo citado no decorrer desta dissertação onde podemos observar a ocorrência do transporte por difusão é no experimento corrosão do ferro percebida pela presença de indicadores. Neste experimento há a presença de dois indicadores ácido-base em uma célula galvânica, a solução alcóolica de fenolftaleína a 1% e a solução aquosa de ferricianeto de potássio. A difusão é perceptível visualmente devido à alteração na coloração da solução, que fica mais intensa próximo aos eletrodos e mais suave à medida que se distancia dos mesmos por conta da diminuição da concentração de íons na solução. A Figura 9 representa, de forma esquemática, essa alteração da coloração presente no experimento.

Figura 9 – Percepção da difusão no experimento corrosão do ferro percebida pela presença de indicadores



Fonte: Autoria Própria (2020)

Ao se igualarem as concentrações no sistema, o transporte por difusão é finalizado, estabelecendo-se, portanto, um equilíbrio dinâmico com as partículas em movimento. É importante ressaltar que alguns fatores característicos do meio influenciam na difusão, como o tamanho das partículas, a temperatura do meio reacional e a viscosidade da solução.

O transporte por convecção ocorre através do movimento macroscópico de espécies, carregadas ou neutras, presentes no fluido/solução. Esse processo pode ser provocado por convecção natural ou forçada. A convecção natural é causada por gradientes de temperatura na solução, e pode ser minimizada termostatizando-se a solução. A convecção forçada ocorre quando a solução é agitada empregando dispositivos externos como agitação mecânica, agitação magnética ou movimento do fluido. Neste caso servem de exemplos, a formação de precipitados por ação da gravidade, borbulhamento de um gás, movimento do eletrodo ou do próprio fluido. No caso específico da pilha de Daniell, estes fenômenos de convecção forçada não ocorrem pois se trata de um sistema sem agitação da solução.

Neste sentido para haver um maior controle reacional, evitando que ocorra o processo de convecção natural, um processo sem controle, é importante a utilização de um termostato, um dispositivo capaz de detectar variações de temperatura e corrigir estas variações dentro de intervalos pré-estabelecidos.

A última espécie de transporte de massa que será discutida é o transporte por migração. Este tipo de fenômeno de transporte é decorrente da ação do campo elétrico (orientação das cargas) ou gradientes de potencial elétrico. Neste sentido, a migração é regida por forças eletrostáticas, não havendo discriminação entre diferentes tipos de íons, mas apenas pelo tamanho e sinal de carga. Devido ao transporte por migração, os cátions se dirigem ao cátodo e ânions se dirigem ao ânodo.

Em células galvânicas, enquanto as mesmas estiverem em funcionamento, não há equilíbrio, o campo elétrico responsável pela orientação das cargas, faz com que as cargas se movimentem no sistema.

É importante ressaltar que a migração de íons em soluções eletrolíticas está diretamente ligada a condutividade elétrica de uma solução iônica, neste sentido os fenômenos de transporte são fundamentais para o funcionamento de células galvânicas e também em processos não espontâneos, como a eletrólise.



### Camada Passivadora

A corrosão metálica, de modo geral é um assunto pouco abordado em livros de Ensino Médio. Alguns ainda apresentam informações sobre a corrosão do ferro e a formação da ferrugem, porém não há explicações sobre conceitos importantes como a camada passivadora.

Esta dissertação tem como foco principal a corrosão metálica, e ao longo das minhas leituras e pesquisas estudei sobre esse processo, suas implicações e benefícios, portanto o conceito de camada passivadora não foi um conteúdo novo, mas sem sombras de dúvidas foi aprimorado com a descoberta de novos métodos e conceitos.

É importante ressaltar que este conteúdo foi aprofundado ao longo dos estudos, pois no momento em que utilizei experimentos em sala de aula (como o da corrosão de metais realizado pelos alunos na feira de ciências da escola em 2019), ainda não era clara a importância da retirada da película protetora de óxido depositada na superfície do alumínio para que o experimento acontecesse da forma esperada. Na realidade deu certo pois o procedimento foi realizado na parte externa e inferior da lata de alumínio. Por exposição ao meio externo e contato com materiais, a parte externa da lata está sujeita a riscos e choques mecânicos destruindo em parte a fina camada passivadora.

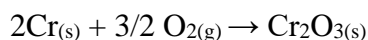
Para nós, professores do ensino básico, este conteúdo não é abordado de forma clara e objetiva, por isso, e devido também à sua importância, este tópico será discutido.

A passivação pode ser definida como um fenômeno consequente da alteração da superfície de metais pela formação de um filme protetor que bloqueia a superfície resultando na diminuição da velocidade da corrosão, dessa forma o metal passivado passa a ter um comportamento semelhante ao de um metal mais nobre, se tornando, portanto, mais resistente à corrosão.

Um exemplo de aplicação da passivação está na fabricação de utensílios de alumínio que são comercializados após a anodização da superfície do alumínio. Este processo consiste na formação de um filme de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  na superfície do alumínio, a partir da oxidação por eletrólise da peça de alumínio metálico que funciona como ânodo em meio alcalino. Este revestimento confere proteção contra a corrosão ao alumínio comercial devido ao filme ser aderente e não poroso.

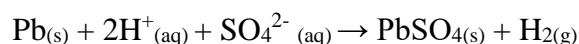
Segundo Gentil (2011), outro exemplo deste processo é a passivação do aço inoxidável com o ácido nítrico ocorre com as seguintes condições: concentração do ácido – 20 - 40% por volume de HNO<sub>3</sub> concentrado; Temperatura: 50 – 70°C para aços contendo um teor de Cr ≥ 17% e 45 – 60°C para aços contendo 12 – 14 % de Cr; Tempo: 30 – 60 min em imersão completa.

No caso do aço inoxidável, a principal reação envolve a formação do óxido de cromo III de acordo com a equação:



O autor destaca que a passivação pode ser originada pela presença de um filme bem fino de óxido na superfície metálica, dificultando o contato entre o metal e o meio corrosivo. Este óxido é formado devido à presença de oxigênio na solução.

A passivação pode se dar também em virtude da formação de um sal pouco solúvel. Por exemplo, o chumbo em meio de uma solução de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) forma um filme de sulfato de chumbo (PbSO<sub>4</sub>), de acordo com a equação:



## IMPACTO NA PRÁTICA DOCENTE

Para as propostas desenvolvidas ao longo dessa dissertação, tanto para o trabalho da feira de ciências quanto para a elaboração da Sequência Didática, estudos foram necessários, não só na área de corrosão e eletroquímica, mas também na área de educação no intuito de propor metodologias diferenciadas de ensino a serem trabalhadas em sala de aula.

A disciplina de química ministrada no Ensino Médio tida muitas vezes pelos alunos como algo de difícil aprendizado por ser baseada, aos seus olhos, em conceitos complexos, pode se tornar algo mais dinâmico, envolvendo pesquisas, estudos, debates e análise crítica de conceitos e experimentos, apresentados sob uma outra perspectiva, agora centrada no papel do aluno como protagonista e não no professor como único detentor do conhecimento.

Toda análise e pesquisa realizada ao longo desta dissertação, trouxe um novo olhar sobre a prática docente, além de acrescentar conteúdos importantes para a compreensão de fundamentos da eletroquímica, assunto de grande importância e aplicabilidade, da

mesma maneira, trouxe o reconhecimento de que sempre podemos aprender mais e ter a despretensão em assumir nossas dificuldades a fim de superá-las.

## **CONSIDERAÇÕES FINAIS**

No âmbito da SD, o material didático foi desenvolvido, porém não conforme o desejado, pois devido ao isolamento social, imposto pela pandemia de COVID-19, ocasionando o fechamento de escolas e universidades, não foi possível a gravação do experimento no laboratório da UFRJ e nem os encontros presenciais com os discentes para a discussão do material ao qual eles teriam acesso, a realização do experimento em sala de aula. Assim, a aplicação da SD em si tornou-se uma proposta a ser aplicada em um momento posterior, quando retornarmos à normalidade.

A proposta dessa SD resultou na publicação de um resumo apresentado no XVII Encontro Regional da Sociedade Brasileira de Química (SBQ Rio), realizado entre os dias 2 e 5 de dezembro de 2019 no Centro Cultural Professor Horácio Macedo (CCMN) da UFRJ, cujo certificado encontra-se no Anexo 1.

A elaboração do material (portfólio de atuação) cujo assunto é eletroquímica, trouxe aspectos positivos: levantamento/enumeração de dificuldades dentro do tema eletroquímica; a preocupação da autora em fornecer fontes de informações/conceitos importantes para a compreensão do conteúdo abordado; a realização de uma análise autocrítica do conhecimento que deve ser compartilhada por todos aqueles que se dedicam à ciência;

O desenvolvimento deste trabalho baseado, entre outros conceitos no ensino por investigação fornece ao professor um novo e não menos importante papel, o de mediador do conhecimento. Nessa perspectiva, o professor tido muitas vezes como detentor do conhecimento se torna um facilitador do processo de ensino aprendizagem e o aluno um protagonista na busca de significados e informação para construção de uma aprendizagem significativa.

A compreensão dos conteúdos de eletroquímica, e especificamente de corrosão metálica é importante para entender diversos fenômenos presentes no cotidiano dos alunos, como o funcionamento de pilhas, a galvanoplastia e a corrosão de materiais, tornando a química mais próxima da realidade, e não uma ciência baseada na simples memorização de conceitos.

Com a finalização deste trabalho, através da aplicação da Sequência Didática, espera-se que através do uso de uma metodologia baseada na análise dos conhecimentos prévios que os alunos possuem, na busca pelo conhecimento científico, na experimentação e no ensino por investigação com a utilização da aula invertida os estudantes desenvolvam uma aprendizagem significativa do conteúdo de eletroquímica.

Espera-se também despertar o interesse dos alunos na busca do conhecimento, tornando-os mais ativos no processo de aprendizagem além de fornecer ferramentas para que eles consigam transformar a informação a que eles têm acesso através do uso de tecnologias em conhecimento.

## REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 5 ed. Porto Alegre. Editora Bookman. 2012.

CHANG, Raymond. **Físico-Química** para Ciências Químicas e Biológicas. vol.1 3 ed. São Paulo. AMGH, 2009.

DIESEL, Aline; BALDEZ, Alda Leila Santos; MARTINS, Silvana Neciman. Os princípios das metodologias ativas de ensino; uma abordagem teórica. **Revista Thema**, n 1. P. 268. 2017. Disponível em: <<http://revistathema.ifsul.edu.br/index.php/thema/article/view/404/295>>. Acesso em: 05 fev. 2020.

DO VAL, Amélia Maria Gomes; DOMINGUES, Rosana Zacarias; MATENCIO, Tulio. **Apostila curso de Química na modalidade ensino a distância** - Licenciatura em Química. Departamento de Química – ICEX. Físico-Química II. UFMG. 2010. Disponível em: [https://www2.ufjf.br/quimicaead/wp-content/uploads/sites/224/2013/09/FQ\\_II\\_Aulas-1-e-2.pdf](https://www2.ufjf.br/quimicaead/wp-content/uploads/sites/224/2013/09/FQ_II_Aulas-1-e-2.pdf). Acesso em : 30 ago.2021

FERREIRA, Antônio Eustáquio. Metodologias Ativas de Ensino Aprendizagem: uma Experiência com Docentes da Educação Básica. **Revista online Extensão e Cultura – Realização**, v.4, n. 17, p.12, 2017. Disponível em: <<http://ojs.ufgd.edu.br/index.php/realizacao/article/view/6802/3815>>. Acesso em: 06 fev, 2020

FREIRE, Paulo. **Pedagogia da autonomia: saberes necessários à prática educativa**. 25 ed. São Paulo. Paz e Terra. 2002.

GENTIL, Vicente. **Corrosão**. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2011.

GIORDAN, Marcelo. O Papel da Experimentação no Ensino de Ciências. **Revista Química Nova na Escola**. n. 10. p. 43, 1999. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org/online/qnesc10/pesquisa.pdf>> Acesso em: 16 mar.2020.

HALLIDAY, David; RESNICK, Robert & WALKER, Jearl. **Fundamentos de Física**. v. 3 – eletromagnetismo. Tradução Ronaldo Sérgio de Biasi. 7 ed. Rio de Janeiro. LTC, 2007.

LISBOA, Julio Cezar Foschini. **Ser Protagonista Química**. v. 2., 1. ed., São Paulo: Edições SM. 2010.

MORAN, José. Mudando a educação com metodologias ativas. In: SOUZA, C. A.; MORALES, O. E. T. (Org.). Coleção Mídias Contemporâneas. Convergências Midiáticas, **Educação e Cidadania: aproximações jovens**. Ponta Grossa: UEPG/PROEX, p. 15-33, 2015. Disponível em: <[http://www2.eca.usp.br/moran/wp-content/uploads/2013/12/mudando\\_moran.pdf](http://www2.eca.usp.br/moran/wp-content/uploads/2013/12/mudando_moran.pdf)>. Acesso em: 15 fev. 2020.

SANJUAN, Maria Eugênia Cavalcante; MAIA, Juliana de Oliveira; SILVA; Aparecida Fátima Andrade da; WARTH, Edson José. Maresia: uma proposta para o ensino de eletroquímica. **Revista Química Nova na Escola**. v. 31, n. 3, p.190, 2009. Disponível em: <[http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc31\\_3/07-RSA-2008.pdf](http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc31_3/07-RSA-2008.pdf)>. Acesso em: 19 out. 2019.

SILVA, Marco Vinícius; Ferreira; PEREIRA, Marinalda Claudete; CODARO, Eduardo Noberto; ACCIARI, Heloisa Andréa. Corrosão do aço carbono: uma abordagem do cotidiano no ensino de Química. **Revista Química Nova na Escola**. v. 38, n. 2, p. 293, 2015. Disponível em: <http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/v38n2a22.pdf>>. Acesso em: 19 out. 2019.

TICIANELLI, Edson Antonio; GONZALLES, Ernesto Rafael. **Eletroquímica: princípios e aplicações**. 2 ed. São Paulo. Editora da Universidade de São Paulo - (Acadêmica 17). 2005.

## ANEXO A

CERTIFICADO COMPROBATÓRIO DE APRESENTAÇÃO DE PÔSTER NO XVII CONGRESSO REGIONAL DA SOCIEDADE BRASILEIRA DE QUÍMICA – SBQ-RIO 2019.

