

ANÁLISE DO POTENCIAL DE CORROSÃO EM ESTRUTURAS METÁLICAS NA FORMAÇÃO DE CÉLULAS ELETROQUÍMICAS

Lucas Gustavo Fritzen¹, Sonia Tomie Tanimoto², Fernando Pereira Calderaro³

¹Acadêmico do curso de Engenharia Mecânica, Centro Universitário de Maringá – Unicesumar, Bolsista PIBIT/Unicesumar. lucasgustavo_fritzen@hotmail.com.

²Coorientador, Doutor, Instituto Senai de Inovação Biomassa – ISI - Biomassa. sonia.tanimoto@gmail.com

³Orientador, Mestre, Professor da Unicesumar. fernando.pereira@unicesumar.edu.com.br

RESUMO

Essa pesquisa teve como objetivo analisar a diferença de potencial gerada em células eletroquímicas formadas por diferentes materiais e seus efeitos nas estruturas metálicas utilizando na montagem da célula galvânica uma solução salina de Cloreto de Sódio. Assim, foram obtidos dados e informações utilizando diferentes tipos de elementos químicos como eletrodos nesse sistema, tais como: Alumínio, Cobre, Ferro, Carbono e Zinco. O estudo do comportamento dos metais, principalmente, na formação de células galvânicas é de grande importância para análise das melhores combinações de materiais a serem utilizados seja para produzir uma tensão elétrica por um maior período de tempo, favorecendo a geração de energia, seja para estudar o potencial de corrosão de estruturas metálicas sujeitas a uma atmosfera úmida salina. Dessa forma, esse trabalho demonstrou através de seis testes com diferentes variações entre os elementos químicos apresentados anteriormente uma análise da diferença de potencial e dos efeitos corrosivos nos materiais metálicos, destacando-se que com a combinação entre os elementos Grafite e Alumínio obteve maior capacidade de produção de diferença de potencial elétrico e a combinação entre Cobre e Ferro apresentou maior efeito corrosivo durante o período de tempo observado.

PALAVRAS-CHAVE: Célula Galvânica; Potencial de Corrosão; Potencial Elétrico.

1 INTRODUÇÃO

Atualmente o uso de pilhas e baterias é predominante para fornecer energia elétrica através de um processo químico que permite a transferência de elétrons em equipamentos de pequeno porte, sendo muitas vezes componentes não recarregáveis. Nesse contexto o uso da energia elétrica através desses tipos de itens é muito comum em nosso cotidiano. Dentre os muitos tipos de equipamentos que permitem gerar eletricidade sempre há novos estudos e pesquisas para descobrir novos métodos e novos materiais que forneçam energia por um período maior de tempo (BROWN, 2016).

Uma pilha também conhecida como célula galvânica é um mecanismo eletroquímico que transforma energia química em energia elétrica, funcionando de forma espontânea através de reações de oxidação-redução. Células galvânicas possuem dois eletrodos (ânodo e cátodo) separados por uma solução condutora qualquer, também chamada de eletrólito, que permite a passagem de íons do ânodo para o cátodo e mantém a célula eletricamente neutra. No ânodo ocorre a oxidação do material utilizado e no cátodo ocorre a redução de outro tipo de material (ATKINS, 2012).

No processo de oxidação ocorre a formação de elétrons e de íons positivos, sendo que os elétrons percorrem um circuito externo do mecanismo fornecendo assim energia para algum dispositivo e os prótons percorrem o eletrólito até chegarem ao cátodo onde os elétrons e íons positivos se encontram para o término do ciclo da reação (SIRQUEIRA, 2018). Este trabalho consistiu em analisar o potencial de corrosão de estruturas metálicas utilizadas como eletrodos em presença de uma solução de água e sal (Cloreto de Sódio), esse processo ocorre devido às reações químicas presentes para a formação dessa célula eletroquímica.

Corrosão é uma deterioração estrutural de um material causada pelo meio que o envolve. Neste experimento houve a formação de corrosão eletroquímica devido à

formação de uma célula galvânica onde o anodo oxida e perde elétrons e consequentemente sofre corrosão perdendo assim material de sua estrutura (SUSKI, 2018).

Dessa forma o catodo ganha elétrons e juntamente com os íons positivos transportados do anodo para o catodo através do eletrólito forma um subproduto na superfície do catodo. Nesse contexto foram analisadas as mudanças ocorridas na estrutura física dos materiais utilizados, que pode estar relacionado com a formação de orifícios na superfície do metal e também com o aparecimento de ferrugem (CHANG, 2013).

Sendo as pilhas elementos de grande importância em nosso cotidiano por ser uma fonte de energia que pode ser utilizada em diferentes situações em que se necessita de uma fonte de eletricidade portátil, o estudo sobre o processo de formação de uma pilha permite um melhor entendimento do funcionamento deste equipamento e de que forma ocorre a corrosão dos materiais utilizados como eletrodos através da capacidade de produção de energia elétrica por meio da transferência de elétrons.

Com este trabalho observa-se também a formação de uma diferença de potencial elétrica que acontece de forma espontânea através do processo de corrosão do anodo e consequentemente da produção de um subproduto no catodo por meio de uma solução aquosa salina de Cloreto de Sódio.

O estudo destes sistemas é de grande importância para análise das melhores combinações de materiais que podem ser utilizados para produzir uma tensão elétrica por um maior período de tempo em uma célula galvânica bem como demonstrar a formação de corrosão que é um processo natural em que o material sofre diminuição do tempo de vida útil, pois na construção de máquinas e equipamentos que podem estar sujeitos à ação de água salina, como no litoral, isso influencia na segurança e durabilidade do equipamento. Ao mesmo tempo, a pesquisa permite avaliar a diferença de potencial gerada pela combinação de materiais metálicos servindo de base para estudos futuros de fabricação de células eletroquímicas produtoras de eletricidade.

O objetivo desse trabalho foi analisar a corrosão e seus efeitos nos materiais oxidados e também obter dados das tensões produzidas pela célula eletrolítica. Para tal, os objetivos foram divididos em:

- ✓ Definir os metais ou não metais a serem utilizados por meio das propriedades eletroquímicas.
- ✓ Definir o tipo de eletrólito a ser utilizado.
- ✓ Testar a eficiência dos materiais através do processo de oxidação.
- ✓ Utilizar esses eletrodos em um sistema eletroquímico e analisar o processo de corrosão ocorrido.
- ✓ Analisar qual combinação possui melhor desempenho.

2 MATERIAIS E MÉTODOS

Para a montagem do dispositivo eletroquímico e obtenção das informações a respeito do potencial de corrosão e tensão produzida ao longo do experimento fez-se necessário montar um circuito simples que consiste em: dois eletrodos (anodo e catodo), um eletrólito, um fio condutor, um multímetro e um recipiente de vidro.

Dessa forma foram utilizados seis elementos químicos diferentes em formato de placas retangulares com as seguintes dimensões (comprimento x largura x espessura) para a composição dos eletrodos, sendo eles: Alumínio (100 mm x 10 mm x 03 mm), Cobre (100 mm x 10 mm x 03 mm), Grafite (100 mm x 05 mm x 02 mm), Ferro (100 mm x 05 mm x 03 mm) e Zinco (100 mm x 25 mm x 01 mm). Para a definição do catodo e anodo entre esses materiais analisou-se a capacidade de transferência de elétrons, ou seja, qual desses

materiais tem a tendência de ceder elétrons e qual tem a tendência de ganhar elétrons. O eletrólito utilizado foi uma solução de água e sal (Cloreto de Sódio) que proporciona a condução de íons positivos do anodo para o catodo permitindo manter a célula eletroquímica eletricamente neutra.

Os eletrodos são ligados a um circuito externo por onde ocorre a transferência de elétrons e conseqüentemente o fornecimento de energia para algum dispositivo, essa ligação foi realizada por meio de um fio de cobre, material bom condutor de eletricidade. E nesse processo foi usado um multímetro para a medição da diferença de potencial elétrico produzida entre os dois eletrodos.

Para o desenvolvimento dessa célula eletroquímica foi importante conhecer as propriedades físicas e químicas dos elementos químicos utilizados como eletrodos, bem, como, ter conhecimento da tabela de potencial padrão de redução dos metais para efeitos comparativos. Deste modo foram realizados seis testes com esses eletrodos, sendo divididos em pares da seguinte maneira: Cobre e Alumínio, Cobre e Ferro, Cobre e Zinco, Grafite e Alumínio, Grafite e Ferro, Grafite e Zinco.

Como exposto anteriormente cada teste foi composto de dois eletrodos devidamente lixados e limpos para que a condução de elétrons não fosse interrompida e para padronização das condições da célula eletroquímica, sendo então mergulhados em uma solução saturada de água e sal (Cloreto de Sódio) em um recipiente de vidro. O anodo e o catodo foram conectados externamente por um fio condutor de cobre. Dessa forma o circuito ficou completo e deu-se início ao processo de corrosão/transferência de elétrons.

3 RESULTADOS E DISCUSSÕES

Através dos estudos realizados e da análise das propriedades eletroquímicas dos elementos notou-se que durante os testes os elementos químicos Cobre e Grafite comportaram-se como o catodo do sistema, ou seja, o polo positivo. No anodo que é o polo negativo ocorreu à oxidação, ou seja, os átomos da superfície do material utilizado perderam elétrons e se tornaram íons. Os íons dissolveram-se na solução aquosa e os elétrons percorreram o circuito externo até chegarem ao catodo onde se juntaram com os íons e assim formaram um subproduto no mesmo. Esse processo pode ser calculado através de dados da tabela de potencial de redução de alguns elementos químicos, essa tabela possui as reações tanto redução quanto de oxidação para cada elemento químico ao qual permite saber em um sistema eletroquímico quem tem maior tendência de ceder ou ganhar elétrons, como demonstrado na figura a seguir (Imagem 1).

Tabela 1.1 Série eletroquímica das principais reações a 25 °C.

Reação	E° (V ₀)
$\text{Al(OH)}_3 + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,34
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,67
$\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,21
$\text{Zn(NH}_3)_4^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn} + 4\text{NH}_3$	-1,03
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,40
$\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,35
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,13
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,12
$\text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{H}_2$	0
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	+0,16
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,20
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$	+0,40
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,53
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}$	+0,79
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,80
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,81
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0,85
$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}$	+0,91
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,06
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,22
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,35
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,42
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,52
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + \text{PbO}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,63
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,05
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,85

Imagem 1: tabela de potencial-padrão de redução

Fonte: WOLYNEC (2019)

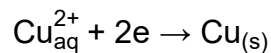
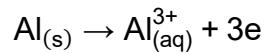
Para o início dos testes os materiais usados como catodo e anodo do sistema foram cortados do tamanho necessário e devidamente limpos e lixados. Como mostrado na imagem a seguir pode-se perceber esse processo. Observando-se da esquerda para a direita temos os seguintes elementos químicos: Grafite, Zinco, Cobre, Alumínio e Ferro (Imagem 2).



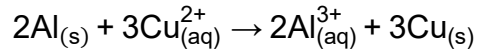
Imagem 2: materiais antes do início dos testes

Fonte: dados da pesquisa

O primeiro teste foi realizado entre a chapa de Cobre e a chapa de Alumínio. Estes elementos químicos foram conectados externamente com um fio de Cobre e mergulhados em uma mistura contendo 300 ml de água e 40g de sal, formando assim uma solução supersaturada. Logo após a montagem do experimento foi utilizado um multímetro que permitiu medir a diferença de potencial elétrico entre o anodo e o catodo. O valor da tensão gerado pela célula eletroquímica foi de aproximadamente 0,49V. No decorrer do experimento notou-se que o Cobre (Cu) funcionou como o catodo e o Alumínio (Al) como anodo, demonstrado nas reações a seguir:



Com essas reações há a formação de uma equação geral que permite avaliar qual elemento sofreu redução (ganho de elétrons) e qual elemento sofreu oxidação (doação de elétrons), demonstrada a seguir:



Ao longo dos dias mudanças nos aspectos físicos começaram a aparecer como mostrado na imagem a seguir (Imagem 3).

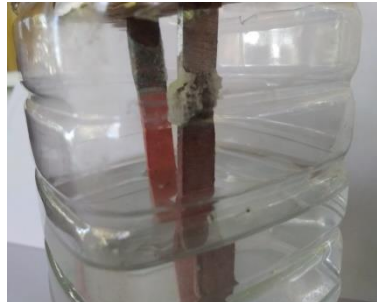


Imagem 3: sistema montado entre Cobre e Alumínio

Fonte: dados da pesquisa

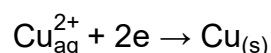
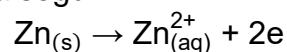
Ao final do período de teste foi constatado um novo valor para a tensão, sendo ele de 0,45V. Esse decaimento da tensão se deve ao fato dos materiais estarem em constante perda de elétrons para o meio em que se encontram. Em consequência disso a corrosão ocorre e é percebida na placa de Alumínio, que perde elétrons, e também material de sua estrutura. Sendo assim a imagem abaixo mostra as consequências desse fenômeno no sistema como um todo (Imagem 4).



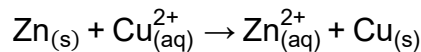
Imagem 4: materiais ao final dos testes

Fonte: dados da pesquisa

O segundo teste foi realizado entre a chapa de Cobre e a chapa de Zinco. Estes elementos químicos foram conectados externamente com um fio de Cobre e mergulhados em uma mistura contendo 300 ml de água e 40g de sal, formando assim uma solução supersaturada. Logo após a montagem do experimento foi utilizado um multímetro que permitiu medir a diferença de potencial elétrico entre o anodo e o catodo. O valor da tensão gerado pela célula eletroquímica foi de aproximadamente 0,80V. No decorrer do experimento notou-se que o Cobre (Cu) funcionou como o catodo e o Zinco (Zn) como anodo, demonstrado nas reações a seguir:



Com essas reações há a formação de uma equação geral que permite avaliar qual elemento sofreu redução (ganho de elétrons) e qual elemento sofreu oxidação (doação de elétrons), demonstrada a seguir:



Ao longo dos dias mudanças nos aspectos físicos começaram a aparecer como mostrado na imagem a seguir (Imagem 5).



Imagem 5: sistema montado entre Cobre e Zinco

Fonte: dados da pesquisa

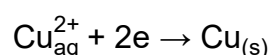
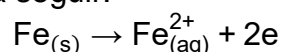
Ao final do período de teste foi constatado um novo valor para a tensão, sendo ele de 0,76V. Esse decaimento da tensão se deve ao fato dos materiais estarem em constante perda de elétrons para o meio em que se encontram. Em consequência disso a corrosão ocorre e é percebida na placa de Zinco, que perde elétrons, e também material de sua estrutura. Sendo assim a imagem abaixo mostra as consequências desse fenômeno no sistema como um todo (Imagem 6).



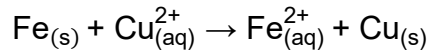
Imagem 6: materiais ao final dos testes

Fonte: dados da pesquisa

O terceiro teste foi realizado entre a chapa de Cobre e a chapa de Ferro. Estes elementos químicos foram conectados externamente com um fio de Cobre e mergulhados em uma mistura contendo 300 ml de água e 40g de sal, formando assim uma solução supersaturada. Logo após a montagem do experimento foi utilizado um multímetro que permitiu medir a diferença de potencial elétrico entre o anodo e o catodo. O valor da tensão gerado pela célula eletroquímica foi de aproximadamente 0,29V. No decorrer do experimento notou-se que o Cobre (Cu) funcionou como o catodo e o Ferro (Fe) como anodo, demonstrado nas reações a seguir:



Com essas reações há a formação de uma equação geral que permite avaliar qual elemento sofreu redução (ganho de elétrons) e qual elemento sofreu oxidação (doação de elétrons), demonstrada a seguir:



Ao longo dos dias mudanças nos aspectos físicos começaram a aparecer como mostrado na imagem a seguir (Imagem 7).



Imagem 7: sistema montado entre Cobre e Ferro

Fonte: dados da pesquisa

Ao final do período de teste foi constatado um novo valor para a tensão, sendo ele de 0,26V. Esse decaimento da tensão se deve ao fato dos materiais estarem em constante perda de elétrons para o meio em que se encontram. Em consequência disso a corrosão ocorre e é percebida na placa de Ferro, que perde elétrons, e também material de sua estrutura. Nota-se que a coloração da água mudou devido ao fato do surgimento de ferrugem que é produzida pela ação da corrosão. A formação da ferrugem ocorre pela reação química entre o ferro e o oxigênio, dessa forma há formação de Óxido de Ferro ao qual possui uma aparência vermelho/castanho sólido. Sendo assim a imagem abaixo mostra as consequências desse fenômeno no sistema como um todo (Imagem 8).



Imagem 8: materiais ao final dos testes

Fonte: dados da pesquisa

O quarto teste foi realizado entre a chapa de Grafite e a chapa de Alumínio. Estes elementos químicos foram conectados externamente com um fio de Cobre e mergulhados em uma mistura contendo 300 ml de água e 40g de sal, formando assim uma solução supersaturada. Logo após a montagem do experimento foi utilizado um multímetro que permitiu medir a diferença de potencial elétrico entre o anodo e o catodo. O valor da tensão gerado pela célula eletroquímica foi de aproximadamente 0,99V. No decorrer do experimento notou-se que o Grafite funcionou como o catodo e o Alumínio funcionou como anodo. Ao longo dos dias mudanças nos aspectos físicos começaram a aparecer como mostrado na imagem a seguir (Imagem 9).



Imagem 9: sistema montado entre Grafite e Alumínio

Fonte: dados da pesquisa

Ao final do período de teste foi constatado um novo valor para a tensão, sendo ele de 0,94V. Esse decaimento da tensão se deve ao fato dos materiais estarem em constante perda de elétrons para o meio em que se encontram. Em consequência disso a corrosão ocorre e é percebida na placa de Alumínio, que perde elétrons, e também material de sua estrutura. Sendo assim a imagem abaixo mostra as consequências desse fenômeno no sistema como um todo (Imagem 10).



Imagem 10: materiais ao final dos testes

Fonte: dados da pesquisa

O quinto teste foi realizado entre a chapa de Grafite e a chapa de Zinco. Estes elementos químicos foram conectados externamente com um fio de Cobre e mergulhados em uma mistura contendo 300 ml de água e 40g de sal, formando assim uma solução supersaturada. Logo após a montagem do experimento foi utilizado um multímetro que permitiu medir a diferença de potencial elétrico entre o anodo e o catodo. O valor da tensão gerado pela célula eletroquímica foi de aproximadamente 1,22V. No decorrer do experimento notou-se que o Grafite funcionou como o catodo e o Zinco funcionou como anodo. Ao longo dos dias mudanças nos aspectos físicos começaram a aparecer como mostrado na imagem a seguir (Imagem 11).



Imagem 11: sistema montado entre Grafite e Zinco

Fonte: dados da pesquisa

Ao final do período de teste foi constatado um novo valor para a tensão, sendo ele de 1,16V. Esse decaimento da tensão se deve ao fato dos materiais estarem em constante

perda de elétrons para o meio em que se encontram. Em consequência disso a corrosão ocorre e é percebida na placa de Zinco, que perde elétrons, e também material de sua estrutura. Sendo assim a imagem abaixo mostra as consequências desse fenômeno no sistema como um todo (Imagem 12).



Imagem 12: materiais ao final dos testes

Fonte: dados da pesquisa

O sexto teste foi realizado entre a chapa de Grafite e a chapa de Ferro. Estes elementos químicos foram conectados externamente com um fio de Cobre e mergulhados em uma mistura contendo 300 ml de água e 40g de sal, formando assim uma solução supersaturada. Logo após a montagem do experimento foi utilizado um multímetro que permitiu medir a diferença de potencial elétrico entre o anodo e o catodo. O valor da tensão gerado pela célula eletroquímica foi de aproximadamente 0,71V. No decorrer do experimento notou-se que o Grafite funcionou como o catodo e o Ferro funcionou como anodo. Ao longo dos dias mudanças nos aspectos físicos começaram a aparecer como mostrado na imagem a seguir (Imagem 13).



Imagem 13: sistema montado entre Grafite e Ferro

Fonte: dados da pesquisa

Ao final do período de teste foi constatado um novo valor para a tensão, sendo ele de 0,57. Esse decaimento da tensão se deve ao fato dos materiais estarem em constante perda de elétrons para o meio em que se encontram. Em consequência disso a corrosão ocorre e é percebida na placa de Ferro, que perde elétrons, e também material de sua estrutura. Nota-se que a coloração da água mudou devido ao fato do surgimento de ferrugem que é produzida pela ação da corrosão. Sendo assim a imagem abaixo mostra as consequências desse fenômeno no sistema como um todo (Imagem 14).



Imagem 14: materiais ao final dos testes

Fonte: dados da pesquisa

Ao fim dos testes uma grande diferença tanto física quanto química nos materiais utilizados e do sistema como um todo é observado. Em alguns sistemas são nítidos os efeitos da corrosão dos metais, como por exemplo, nos sistemas com a presença do Ferro. Sendo que todos os testes apresentaram uma diferença de potencial significativa e um bom desempenho na produção de energia elétrica.

4 CONCLUSÃO

Observou-se durante os experimentos a formação de um anodo e um catodo, sendo observados efeitos da corrosão no anodo pelo fato de estar sendo oxidado e mudanças nos aspectos físicos e químicos do sistema começaram a ser notados. Dessa forma, esse trabalho demonstrou através de testes com diferentes combinações de materiais a análise do potencial de corrosão em estruturas metálicas na formação de células eletroquímicas. Foi realizado o acompanhamento com a finalidade de demonstrar a combinação que possui um melhor desempenho, ou seja, a célula eletroquímica que produz energia por um maior período de tempo. Dessa forma pode-se concluir que todos os sistemas obtiveram uma tensão significativa e um bom desempenho na produção de energia elétrica, sendo que, durante a experiência a célula eletroquímica que apresentou maior valor de diferença de potencial foi a de Grafite com Zinco, que chegou a uma tensão de 1,22V. Porém a célula eletroquímica que teve menor queda de diferença de potencial foi a de Cobre com Ferro, que ao longo do experimento obteve um decaimento de 0,29V para 0,26V. Em todos os testes foram notados efeitos da corrosão, entretanto as células galvânicas que demonstraram maior corrosão do anodo foram as que apresentam o elemento Ferro, através do aparecimento da ferrugem.

5 REFERENCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 5ª edição. São Paulo: Bookman, 2012.

BRADY, James E.; SENESE, Fred. **Química a matéria e suas transformações**, v.1.5ª edição. Rio de Janeiro: LTC, 2012.

BROWN, Theodore L. et al. **Química a Ciência Central**. 13ª edição. São Paulo: Pearson, 2016.

CAMPOS, João Paulo Marcolino Beda et al. **Análise de sistemas de corrosão em diferentes meios**. Exatas & Engenharia, v. 6, n. 15, 2016. Acesso em: 13 jun. 2019.

CHANG, Raymond; GOLDSBY, Kenneth A.. **Química**. 11ª edição. Porto Alegre: AMGH, 2013.

CHANG, Raymond. **Química Geral: conceitos essenciais**. 4ª edição. Porto Alegre: AMGH, 2010.

FELTRE, Ricardo. **Fundamentos da Química**. 4ª edição. São Paulo: Moderna, 2005.

FINAMORE, Dilhermando José. **Avaliação da corrosão uniforme e puntiforme em meio aquoso aerado utilizando a técnica de cupons de perda de massa**. 2016. Acesso em: 15 jun. 2019.

FRAUCHES-SANTOS, Cristiane et al. **A corrosão e os agentes anticorrosivos**. Revista virtual de química, v. 6, n. 2, p. 293-309, 2014. Acesso em: 10 jun. 2019.

JUNIOR, Gutihá; LUIZ, Marcos. **Corrosão e sistemas de proteção**. Engenharia Elétrica Telemática-Pedra Branca, 2018. Acesso em: 12 jun. 2019.

KOTZ, John C.; TREICHEL, Paul M.; WEAVER, Gabriela C.. **Química Geral e Reações Químicas**, v.1. São Paulo: Cengage Learning, 2016.

MIDDLECAMP, Catherine H. et al. **Química para um futuro sustentável**. 8ª edição. Porto Alegre: AMGH, 2016.

ROZENBERG, Izrael Mordka. **Química Geral**. São Paulo: Blucher, 2015.

RUSSELL, John Blair. **Química Geral**, v.2.2ª edição. São Paulo: Pearson, 2013.

SIRQUEIRA, Lindinalva Nunes. **Analogia no Ensino de Oxidação-Redução**. 2018. Acesso em: 12 jun. 2019.

SUSKI, Cássio Aurélio. **Estudo experimental dos tipos de corrosão em metais sob condições salinas**. Revista Técnico Científica do IFSC, n. 6, p. 29, 2018. Acesso em: 10 jun. 2019.

WOLYNEC, Stephan. **Técnicas Eletroquímicas em Corrosão** Vol. 49. Edusp, 2003. Acesso em: 10 jun. 2019.