



MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
UNIVERSIDADE FEDERAL DO SUL E SUDESTE DO PARÁ – UNIFESSPA
INSTITUTO DE CIÊNCIAS EXATAS - ICE
FACULDADE DE QUÍMICA – FAQUIM
PROGRAMA INSTITUCIONAL DE BOLSA DE INICIAÇÃO À DOCÊNCIA – PIBID

ELETROQUÍMICA

Produzindo energia elétrica em uma forma de gelo

Introdução.

A eletroquímica é o estudo das relações entre a eletricidade e as reações químicas. A abordagem da eletroquímica fornece uma visão de diversos tópicos como a fabricação de baterias, a espontaneidade de reações, a corrosão de metais e a galvanização elétrica. (Brown, Bursten, LeMay 2005)

- Pilhas e baterias: nesse caso existe a conversão de energia química em energia elétrica, ou seja, usam-se as reações químicas de oxirredução espontâneas para a geração de eletricidade.
- Eletrolise: é o processo inverso que ocorre nas pilhas e baterias, ou seja, ocorre a transformação de energia elétrica em energia química.

A eletroquímica envolve reações de oxirredução, também chamadas reações redox. Essas reações envolvem uma variação no estado de oxidação de um ou mais elementos. Em toda reação de oxirredução uma substância é oxidada e uma substância é reduzida.

- Uma substância oxidada é chamada de agente redutor, isso porque ela provoca redução de alguma outra substância.
- Uma substância reduzida é chamada de agente oxidante, uma vez que ela provoca a oxidação de alguma outra substância.

Com base em (Brown, Bursten e LeMay), as células galvânicas ou eletroquímicas são dispositivos capazes de transformar energia química em energia elétrica por meio de reações espontâneas de oxirredução, ou seja, em que há transferência de elétrons.

Objetivo Geral.

Produzir uma corrente elétrica através de uma reação química, com base no experimento de Galvani.

Roteiro Experimental

Materiais:

- Água.
- Fios de cobre descascado.
- 1 Forminha de gelo.
- 1 led.
- 1 Multímetro
- NaCl (sal de cozinha)
- 20 Parafusos.

Métodos:

- 1) Adicionar uma colher de sal em cada cubo da forminha de gelo.
 - 2) Adicionar água nos cubos sem deixar que a solução de um cubo passe para outro.
 - 3) Juntar à ponta do fio de cobre com a parte inferior do parafuso formando a letra "V". Certifique-se de que o enrolamento esteja bem apertado, crie 20 molduras.
 - 4) Utilizando a moldura, coloque a ponta do fio de cobre em um cubo e a outra ponta na qual pertence ao parafuso em outro cubo.
 - 5) Não deixe que as molduras se encostem na outra moldura quando estiverem submersas na solução. Tendo em mente também que cada ponta da moldura deve ser distinta da outra que será enfiada no mesmo cubo.
 - 6) Use um multímetro para observar a quantidade de volts que estará sendo gerado.
 - 7) Use um led para comprovar que está sendo gerada uma corrente elétrica.
-

Discussão.

Neste experimento ocorreu-se uma oxidação preferencial do Zn, que trocou elétrons com os íons H⁺ provindos da água, e o cobre se tornou um eletrodo quimicamente inerte, servindo meramente como um bom condutor para a corrente elétrica.

Essa troca preferencial de íons é provida também, por conta da maioria dos parafusos que utilizamos no cotidiano serem galvanizados, ou seja, possuem uma película de Zn em volta do ferro.

O Zn atua como ânodo, possui polo negativo, sofre oxidação por conta da perda de elétrons, e é considerado um agente redutor. Já o Cu atua como cátodo, possui polo positivo, sofre redução por conta do ganho de elétrons, e é considerado um agente oxidante.

Não convém manter os eletrodos sempre submersos na solução salina quando a bateria não estiver em uso prático. Logo as reações químicas internas, deste tipo de bateria, formarão uma camada de óxidos sobre os metais utilizados. Tais óxidos são maus condutores e sua disposição nos eletrodos criará uma proteção isolante gradativa nos metais, impedindo a circulação de corrente, embora a voltagem permaneça constante.

Perguntas.

1. Com relação ao experimento, onde está ocorrendo a oxidação e a redução?
2. Onde está localizado o ânodo e o cátodo?
3. O que diferencia a bateria produzida no experimento de uma bateria comprada no supermercado?

Referências.

BROWN, T.L.; BURSTEN, B.E.; LEMAY, H.E. "Química a ciência central". 9^o edição. Person Education, Inc. 2005

LUZ, Luiz Molinha. "pilha eletroquímica". Disponível em: <https://www.infoescola.com/quimica/pilha-eletroquimica>. Acesso em 12 de novembro de 2018.

FOGAÇA, Jennifer Rocha Vagas. "Pilhas ou células eletroquímicas". Disponível em: <https://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/pilhas-ou-celulas-eletroquimicas.htm>. Acesso em 12 de novembro de 2018.

Oliveira, Alessandro Gerson M.I. "Construção de uma pilha didática de baixo custo". Disponível em: <https://periodicos.ufsc.br/index.php/fisica/article/view/6693>. Acesso em 12 de novembro de 2018.

NESTE KIT CONTÊM
1 Forminha de gelo.
1 Led.
20 Molduras de parafusos com fios de cobre.
1 Multímetro.
NaCl (sal de cozinha).