



NOME _____
 ESCOLA _____
 EQUIPE _____ SÉRIE _____
 PERÍODO _____ DATA _____

1 - REATIVIDADE DE METAIS

OBJETIVO

Construir uma pequena fila de reatividade de metais e mostrar que o poder oxidante ou redutor de cátions metálicos é relativo (comparativo).

MATERIAL E REAGENTES

- placa de teste
- colherinha
- tabela plastificada de reatividade dos metais
- raspas de cobre (Cu), ferro (Fe), zinco (Zn), magnésio (Mg) e alumínio (Al)
- solução de ácido clorídrico (HCl) 6 mol/L*
- frascos conta-gotas com soluções 1 mol/L de:
 - cloreto de magnésio ($MgCl_2$)
 - sulfato de alumínio ($Al_2(SO_4)_3$)
 - sulfato de zinco ($ZnSO_4$)
 - sulfato de cobre ($CuSO_4$)
 - cloreto ferroso ($FeCl_2$)

***Cuidado** com a solução de ácido clorídrico (HCl). Sugerimos que o professor realize o manuseio desta solução ou que o experimento seja realizado de maneira demonstrativa.

PROCEDIMENTO

Colocar $\frac{1}{4}$ de espátula de raspas de magnésio em cada cavidade da 1ª coluna da placa de teste.

Repetir o procedimento colocando raspas de alumínio na 2ª coluna e assim sucessivamente, como indicado na tabela.

Colocar 4 gotas de solução de cloreto de magnésio nas cavidades da 1ª linha da placa teste como mostra a tabela ao lado.

Observar e anotar na tabela a seguir o símbolo (X) caso tenha ocorrido a reação.

Repetir o procedimento colocando solução de sulfato de alumínio na 2ª linha. Observar a ocorrência da reação e anotar.

Completar a tabela repetindo o procedimento com as soluções restantes.

	Mg	Al	Zn	Fe	Cu
$MgCl_2$					
$Al(SO_4)_3$					
$ZnSO_4$					
$FeCl_2$					
HCl					
$CuSO_4$					

	Mg	Al	Zn	Fe	Cu
$MgCl_2$					
$Al(SO_4)_3$					
$ZnSO_4$					
$FeCl_2$					
HCl					
$CuSO_4$					

	Mg	Al	Zn	Fe	Cu
$MgCl_2$					
$Al(SO_4)_3$					
$ZnSO_4$					
$FeCl_2$					
HCl					
$CuSO_4$					

QUESTÕES

Que evidência você utilizou para avaliar a ocorrência ou não de reação?

1. Qual dos metais reagiu com todas as soluções?
2. Escrever a equação química para cada reação que ocorreu no experimento, indicando os agentes redutor e oxidante.
3. Escrever, em ordem *crescente* de reatividade, os metais testados no experimento.
4. Consultar a tabela de reatividade dos metais e comparar com seus resultados.

DISCUSSÃO

Série Eletroquímica de metais e potenciais de redução.

Quando alguns metais são colocados em contato com uma solução de ácido clorídrico concentrado pode ocorrer ou não liberação de bolhas de gás hidrogênio e a velocidade com que essas bolhas se formam dão uma idéia da reatividade do metal com o ácido.

Abaixo temos a **série eletroquímica** de alguns metais em ordem crescente de suas tendências a se oxidarem (note que o hidrogênio também está incluído nesta listagem).

ouro < platina < prata < mercúrio < cobre < **hidrogênio** < chumbo < estanho < níquel < cobalto < ferro < cromo < zinco < manganês < alumínio < magnésio < sódio < cálcio < potássio

Os metais após o magnésio são tão reativos que eles reagem diretamente com água fria.

Temos como alguns exemplos de reações de oxido-redução do nosso cotidiano a fotossíntese onde as moléculas de clorofila utilizam energia luminosa para produzir o gás oxigênio, o metabolismo da glicose no organismo ou o processo de produção do ferro a partir da hematita (minério de ferro).

NOME _____
 ESCOLA _____
 EQUIPE _____ SÉRIE _____
 PERÍODO _____ DATA _____

2 - PILHA DE DANIELL

OBJETIVO

Montar uma pilha e estudar seu funcionamento.

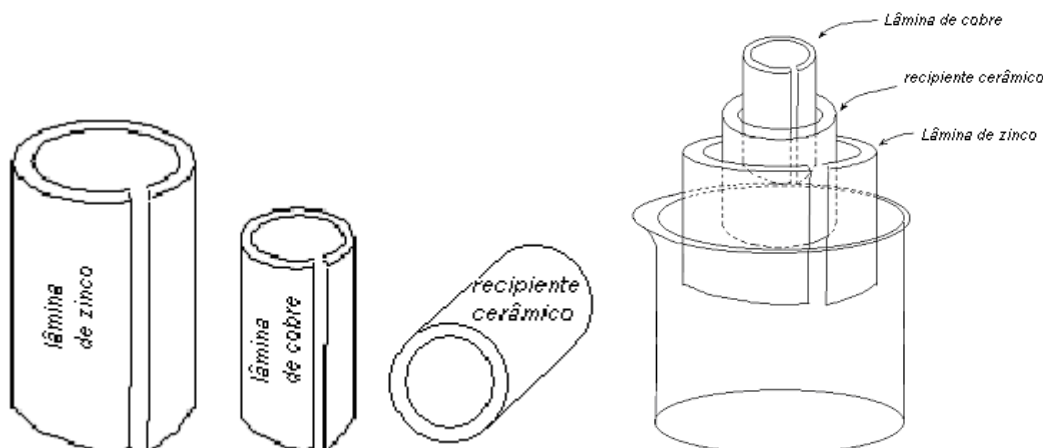
QUESTÃO PRÉVIA: Qual é o funcionamento básico de uma pilha?

MATERIAL E REAGENTES

- Lâmpada pingo d'água com soquete
- 1 béquer de 100 mL
- recipiente cerâmico
- 2 béqueres de 50 mL
- calculadora
- 1 condutor elétrico preto (fio)
- 1 condutor elétrico vermelho (fio)
- lâmina de zinco
- lâmina de cobre
- solução de sulfato de zinco ($ZnSO_4$) 1 mol/L
- solução de sulfato de cobre ($CuSO_4$) 1 mol/L

PROCEDIMENTO

Montar a pilha de Daniell da seguinte maneira: Colocar a lâmina de zinco no interior do béquer de 100 mL. A seguir, o recipiente cerâmico no interior da lâmina de zinco e finalmente a lâmina de cobre dentro do recipiente cerâmico. O sistema obtido deve estar de acordo com a figura a seguir.



Com o auxílio de um béquer, colocar 30 mL de *solução de sulfato de cobre* ($CuSO_4$) no interior do *recipiente cerâmico*.

Utilizando o outro béquer, colocar 30 mL de *solução de sulfato de zinco* ($ZnSO_4$) entre a lâmina de zinco e o béquer.

Conectar o fio vermelho na lâmina de cobre e o fio preto na lâmina de zinco, tomando o cuidado de não deixar os pinos jacaré em contato com as soluções. Conectar as outras extremidades na lâmpada e observar.

Substituir a lâmpada pela calculadora, conectando o fio vermelho ao pólo positivo e o fio preto ao pólo negativo da calculadora.

QUESTÕES

1. Escrever as semi-equações de redução e oxidação para cada uma das semipilhas deste experimento e a equação global da reação da pilha.
2. Qual a utilidade do recipiente cerâmico no experimento?
3. No seu ponto de vista, por que não se deve imergir o pino jacaré na solução?
4. Qual a convenção de cores para indicar o pólo positivo de uma pilha? E o pólo negativo?
5. Sabendo-se que os potenciais padrão de *redução* do zinco e ferro são respectivamente, -0,76V e +0,34V, calcular a f.e.m. dessa pilha.
6. Considerando os conhecimentos adquiridos durante o experimento, responder novamente a questão prévia.

DISCUSSÃO

Na última década assistiu-se a um aumento da demanda de aparelhos eletro-eletrônicos, ficando difícil imaginarmos a civilização moderna sem o conforto e as facilidades da energia elétrica.

Mas quando foi que o Homem aprendeu a gerar corrente elétrica (fluxo contínuo de cargas elétricas)? Será que a pilha elétrica teve alguma importância no desenvolvimento da ciência da eletricidade ou foi apenas uma consequência de uma ciência já estabelecida? E o que é que a química tem a ver com a eletricidade?

O desenvolvimento da eletricidade foi iniciado por Giuseppe Volta (1745-1827), professor de física na universidade de Pávia (Itália), cujos estudos originaram-se de uma controvérsia entre ele e seu compatriota Luigi Galvani (1737-1798), professor de anatomia na Universidade de Bolonha (Itália). Este último havia descoberto, que quando se tocava simultaneamente as extremidades de uma perna dissecada de uma rã, com dois metais diferentes, o músculo da perna se contraía, concluindo então que tal efeito era devido ao músculo, que possuía “eletricidade animal”. Entretanto, em 1793, Volta percebeu que se a placa e o metal fossem constituídos de mesmo material os músculos da rã não se contraíam. Então, Volta descarta a hipótese de estímulo mecânico e propõe a idéia de circuito formado a partir de uma solução eletrolítica em contato com dois eletrodos.

Em 1800, Volta construiu a primeira pilha elétrica, atualmente a pilha galvânica ou voltaica, que era constituída de uma série de discos de zinco e cobre empilhados e separados alternadamente por pedaços de feltro embebido em ácido sulfúrico diluído que possibilitava o movimento de cargas elétricas através de um condutor.

Em 1836, o químico inglês John Frederic Daniell (1790-1845) modificou a pilha de Volta, utilizando, ao invés de soluções ácidas, soluções de sais, tornando assim a experiência menos perigosa. A pilha de Daniell funciona a partir de dois eletrodos interligados onde cada eletrodo é um sistema constituído por um metal imerso em uma solução aquosa de um sal formado pelos cátions desse metal.

Daniell percebeu que se fizesse uma interligação entre dois eletrodos de metais diferentes, o metal mais reativo, iria transferir seus elétrons para o cátion do metal menos reativo em vez de transferi-los para seus próprios cátions em solução.

Sempre que metais de reatividades diferentes são imersos em soluções que contêm íons, é possível observar que no sistema se estabelece um circuito elétrico e o sentido da movimentação dos elétrons é do metal mais reativo – o redutor - para o menos reativo - o oxidante.

Como o zinco metálico é mais reativo que o cobre, se os eletrodos de zinco e de cobre forem interligados através de um fio condutor, o zinco metálico irá transferir seus elétrons para o cátion cobre, $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$, em vez de transferi-los para o cátion zinco, $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$.

Deste modo se estabelece uma passagem de corrente elétrica pelo fio condutor que poderá ser detectada ao adaptar uma lâmpada a este fio e interligarmos os eletrodos.



NOME _____
ESCOLA _____
EQUIPE _____ SÉRIE _____
PERÍODO _____ DATA _____

3- GALVANIZAÇÃO: PROTEGENDO METAIS – DEPOSIÇÃO ESPONTÂNEA E NÃO-ESPONTÂNEA

OBJETIVO

Utilizar a técnica de revestimento em peças metálicas, como alternativa para evitar a corrosão.

QUESTÃO PRÉVIA: A galvanização é uma das técnicas de revestimento de superfícies metálicas, como se dá este processo?

MATERIAL E REAGENTES

- 2 potinhos
- 1 tampa
- 2 potinhos dosadores
- esponja de aço
- papel absorvente
- bateria de 9V
- lâmina de zinco (eletrodo de zinco)
- prego (eletrodo de ferro)
- solução de sulfato de cobre (CuSO_4) 0,5 mol/L
- solução de sulfato de zinco (ZnSO_4) 0,01 mol/L
- 2 fios jacaré/jacaré

PROCEDIMENTO

Com o potinho dosador, colocar a solução de sulfato de cobre até a metade do volume do potinho.

Limpar as superfícies do prego e da lâmina de zinco (eletrodos) com esponja de aço e finalmente com papel absorvente.

Encaixar os eletrodos na tampa do potinho e deixar por aproximadamente 15 segundos.

Após este tempo, retirar a tampa com os eletrodos, observar e anotar.

Lavar os eletrodos com água e secar cuidadosamente com papel absorvente.

Colocar solução de sulfato de cobre no outro potinho, encaixar a tampa com eletrodos do experimento anterior e deixar aproximadamente 30 segundos.

A seguir, retirar a tampa com os eletrodos, observar e anotar.

Recolocar a tampa com eletrodos, conectando por meio dos fios o pólo positivo da pilha ao eletrodo de zinco e o pólo negativo ao eletrodo de ferro e deixar por aproximadamente 30 segundos.

Desconectar a bateria, retirar a tampa com eletrodos da solução de sulfato de zinco, observar e anotar.

QUESTÕES

1. Escrever as equações correspondentes às reações destes experimentos.
2. As reações são espontâneas? Justifique?
3. Você poderia prever o ocorrido ao imergir o prego na solução de sulfato de cobre? Justifique.

4. Por quê ocorreu a deposição do cobre sobre o prego (ferro) sem auxílio de corrente elétrica ao passo que, para o zinco não ocorreu?
5. Você espera que ocorra deposição de zinco sobre o prego (ferro) sem o depósito prévio de cobre? Por quê?
6. Considerando os conhecimentos adquiridos durante o experimento, responda novamente a questão prévia.

DISCUSSÃO

Galvanização

A Galvanização ou eletrodeposição é todo o processo eletrolítico que consiste em revestir superfícies de peças metálicas com outros metais. Este revestimento é feito, geralmente, para proteger a peça da corrosão e/ou como acabamento estético. Na galvanização utiliza-se dois eletrodos mergulhados numa solução eletrolítica ligados a uma fonte de corrente. A peça a ser revestida deve funcionar como cátodo (deve estar ligada ao polo negativo da fonte). O ânodo, ligado ao polo positivo da fonte, pode ser de um material inerte ou constituído pelo metal que se quer revestir a peça. A solução eletrolítica deve conter como eletrólito um sal que contem cátions do mesmo metal.

Um dos principais usos do zinco metálico é a proteção do ferro contra a corrosão. O ferro é mergulhado em zinco fundido ou recoberto eletroquimicamente.