

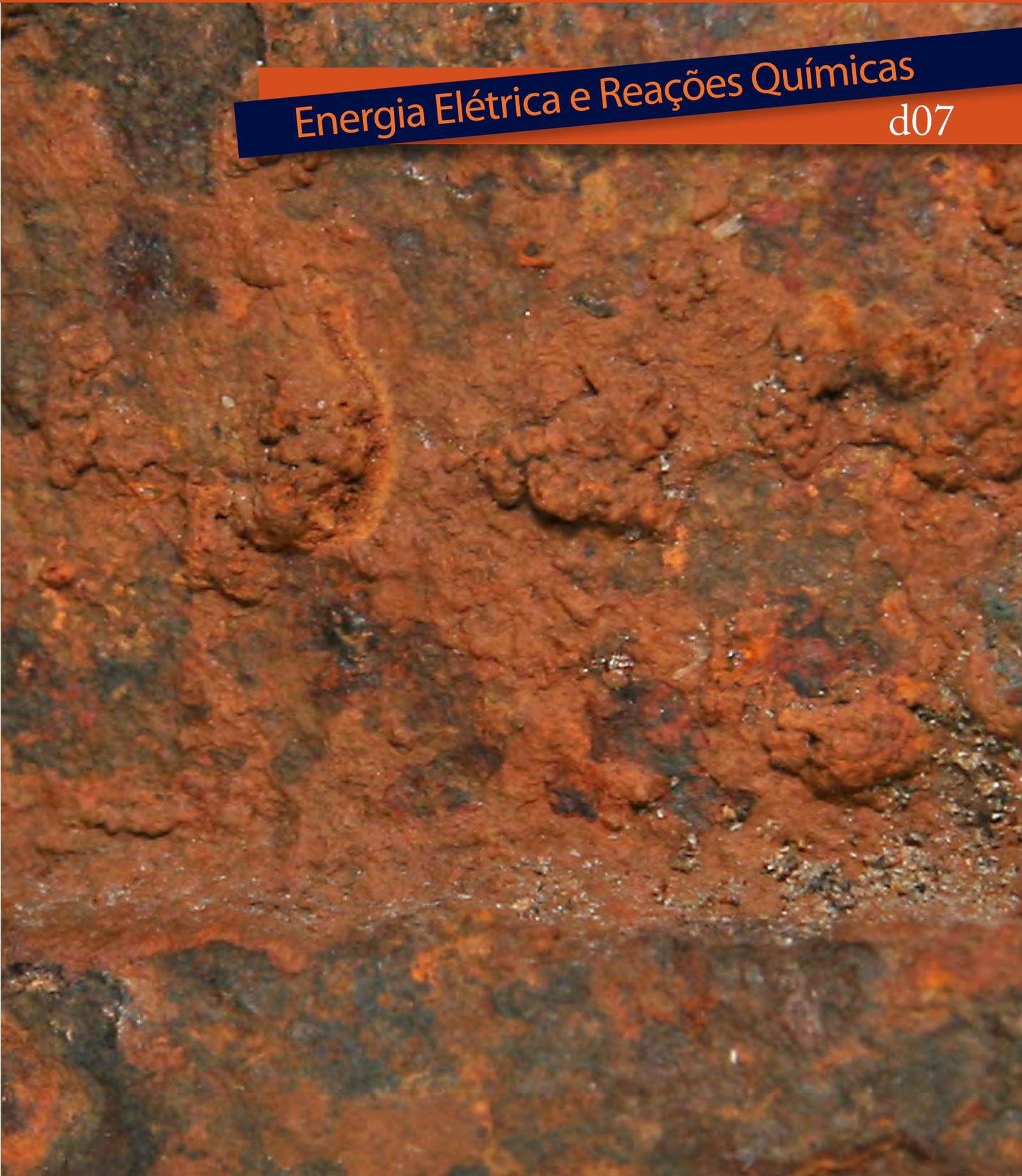
Rede São Paulo de

Formação Docente

Cursos de Especialização para o quadro do Magistério da SEESP
Ensino Fundamental II e Ensino Médio

Energia Elétrica e Reações Químicas

d07



Rede São Paulo de

Formação Docente

Cursos de Especialização para o quadro do Magistério da SEESP
Ensino Fundamental II e Ensino Médio

São Paulo
2012

© 2012, BY UNESP - UNIVERSIDADE ESTADUAL PAULISTA

PRÓ-REITORIA DE PÓS-GRADUAÇÃO

Rua Quirino de Andrade, 215
CEP 01049-010 – São Paulo – SP
Tel.: (11) 5627-0561
www.unesp.br

SECRETARIA ESTADUAL DA EDUCAÇÃO DE SÃO PAULO (SEESP)

Praça da República, 53 - Centro - CEP 01045-903 - São Paulo - SP - Brasil - pabx: (11)3218-2000

Rede São Paulo de
Formação Docente

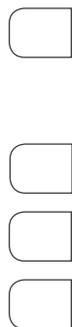
Cursos de Especialização para o quadro do Magistério da SEESP

Ensino Fundamental II e Ensino Médio



Sumário

1. Reações de Oxirredução (Redox): A Química e Eletricidade.....	8
2. Células Galvânicas (Pilhas e Baterias)	13
2.1 - Potenciais-Padrão de Redução (Semicélula).....	17
2.2 - Agentes Oxidantes e Redutores	22
3. Espontaneidade de Reações Redox.....	23
3.1 - Força Eletromotriz (fem) e Variação de Energia Livre.....	24
3.2 - Efeito da Concentração na Força Eletromotriz (fem) de uma Pilha.....	24
3.3 - Pilhas de Concentração	26
3.4 - A Força Eletromotriz da Célula e Equilíbrio Químico	27
3.5 - Baterias ou Pilhas	28
4. Eletrólise.....	35
4.1 - Princípios da eletrólise	36
4.2 - Tipos de Eletrólise.....	37
4.3 - Aspectos Quantitativos da Eletrólise	45
5. Corrosão	46
5.1 - Processos Corrosivos.....	47
5.2 - Corrosão Eletroquímica ou Corrosão em Meio Aquoso.....	48
5.3 - Pilhas de Corrosão Eletroquímica	49
5.4 - Principais Tipos de Pilhas de Corrosão	50
5.5 - Reações no Processo Corrosivo.....	53
Bibliografia	59



Energia Elétrica e Reações Químicas



http://www.acervodigital.unesp.br/bitstream/123456789/46368/1/02_redefor_d07_Quimica_ficha.flv

Autores

Ana Maria Pires

Mauricio Cesar Palmieri

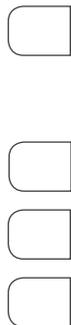
Silvania Lanfredi

Palavras-chave

Química, oxirredução, redox, eletrólise, corrosão, eletricidade, reações químicas.



Energia Elétrica e Reações Químicas	Tema 1 Reações de Oxirredução (Redox): A Química e Eletricidade	
	Tema 2 Células Galvânicas (Pilhas e Baterias)	2.1 - Potenciais-Padrão de Redução (Semicélula)
		2.2 - Agentes Oxidantes e Redutores
	Tema 3 Espontaneidade de Reações Redox	3.1 - Força Eletromotriz (fem) e Variação de Energia Livre
		3.2 - Efeito da Concentração na Força Eletromotriz (fem) de uma Pilha
		3.3 - Pilhas de Concentração
		3.4 - A Força Eletromotriz da Célula e Equilíbrio Químico
		3.5 - Baterias ou Pilhas
	Tema 4 Eletrólise	4.1 - Princípios da eletrólise
		4.2 - Tipos de Eletrólise
		4.3 - Aspectos Quantitativos da Eletrólise
	Tema 5 Corrosão	5.1 - Processos Corrosivos
		5.2 - Corrosão Eletroquímica ou Corrosão em Meio Aquoso
		5.3 - Pilhas de Corrosão Eletroquímica
		5.4 - Principais Tipos de Pilhas de Corrosão
5.5 - Reações no Processo Corrosivo		



Resumo

Quando falamos sobre reações de oxirredução, estamos considerando uma classe muito importante de reações químicas com aplicações em diversas áreas. Essas reações envolvem transferências de elétrons entre espécies químicas. As espécies que perdem elétrons sofrem reações de oxidação enquanto que as espécies que ganham elétrons sofrem reações de redução. Nestes processos as reações de oxidação e redução ocorrem simultaneamente e por isso são chamadas de oxirredução.

Quando uma reação de oxirredução ocorre espontaneamente, a energia liberada é utilizada para executar trabalho elétrico. As células voltaicas ou galvânicas são tipos de aparelhos ou dispositivos onde este trabalho elétrico é produzido espontaneamente a partir da transferência de elétrons através de um circuito externo. Neste caso os elétrons fluem do anodo para o catodo, conseqüentemente, o anodo é negativo e o catodo é positivo. Os elétrons não conseguem fluir através da solução, eles têm que ser transportados por um fio externo. A força eletromotriz ou potencial da pilha de uma célula voltaica depende das chamadas semicélulas, ou seja, das reações do catodo e do anodo envolvidos no processo. Se todas as combinações possíveis de catodo/anodo fossem feitas, os potenciais-padrão da célula poderiam ser tabelados. No entanto, é mais conveniente que se atribua um potencial-padrão para cada semicélula individual o qual pode ser utilizado posteriormente para a determinação do Potencial de redução da célula.

Uma das aplicações das reações eletroquímicas que tem atualmente uma importância significativa para a nossa sociedade é a geração de energia elétrica por meio de pilhas e baterias. Apesar de utilizarmos os termos pilhas e baterias indistintamente no dia-a-dia, podemos definir uma pilha como um dispositivo constituído unicamente de dois eletrodos e um eletrólito, organizados de forma a produzir energia elétrica.

Outro processo que envolve reações de transferência de elétrons é a eletrólise que é um processo eletroquímico não espontâneo, ou seja, a presença de corrente elétrica fará com que ocorra as reações químicas de oxirredução nos eletrodos. Durante o processo de eletrólise os íons irão migrar para os eletrodos onde participarão das reações redox. As reações não espontâneas necessitam de uma corrente externa para fazer com que a reação ocorra. Na célula eletrolítica os elétrons são forçados a fluir do anodo para o cátodo.

Além das pilhas, baterias e da eletrólise, outro processo que está associado a reações de oxirredução é a corrosão. O estudo desse processo é importante do ponto de vista industrial e ambiental, uma vez que afeta a durabilidade das estruturas e peças metálicas (ou não), construções e monumentos, entre outros.



Reações de Oxirredução (Redox): A Química e Eletricidade.



http://www.acervodigital.unesp.br/bitstream/123456789/46368/2/02_redefor_d07_Quimica_tema01.flv

Quando falamos sobre reações de oxirredução, estamos considerando uma classe muito importante de reações químicas com aplicações em diversas áreas. Podemos encontrar exemplos de reações de oxirredução na metalurgia (reações de corrosão e de eletrodeposição), na bioquímica (processos de degradação de nutrientes para geração de energia, no metabolismo de organismos quimiolitotróficos), na aplicação de pilhas, baterias, e outras fontes de energia, em reações de combustão, escurecimento de alguns alimentos (banana, batata) e muitos outros exemplos do nosso cotidiano.

Em termos gerais, essas **reações de oxirredução** envolvem a transferência de elétrons entre espécies químicas. Dessa forma, podemos ter reações químicas espontâneas que produzem eletricidade e o uso de eletricidade para forçar reações químicas não espontâneas a acontecerem.

Essas reações são estudadas pelo ramo da química chamado de Eletroquímica.



Reações de oxirredução são uma combinação de uma reação de oxidação e uma reação de redução.

No sentido químico original, uma oxidação se referia a uma reação com o oxigênio, onde ele é incorporado à espécie química. Um exemplo desse conceito que foi observado empiricamente são os processos de corrosão, onde a oxidação de um metal, como o ferro, produz o seu óxido.

Por outro lado uma redução originalmente era considerada uma reação de extração de um metal a partir do seu óxido pela reação com hidrogênio, carvão ou monóxido de carbono.

Atualmente o conceito de reação de oxirredução é muito mais abrangente e não está relacionado com a presença do oxigênio na reação, mas sim com a transferência de elétrons que ocorre entre as espécies envolvidas.

Como já dito anteriormente, uma reação de oxirredução é constituída de uma reação de oxidação e de uma reação de redução que ocorrem simultaneamente.

Dessa forma, em uma reação de oxidação, ocorre a **perda de elétrons** pela espécie reagente produzindo uma espécie química **oxidada**, enquanto que uma reação de redução ocorre o **ganho de elétrons** pela espécie reagente produzindo uma espécie química **reduzida**.

Em íons monoatômicos pode ser fácil definir se a reação ocorre com ganho ou perda de elétrons com base na mudança da sua carga, porém, para compostos poliatômicos essa análise pode não ser tão simples.

Para isso foi convencionado a utilização do que se chama **NUMERO DE OXIDAÇÃO (NOX)**. A variação do número de oxidação auxilia na determinação da transferência de elétrons entre as espécies de uma reação. Não se deve confundir, porém, com outro termo que é muito comum chamado de **ESTADO DE OXIDAÇÃO**.

O **Número de oxidação** (nox) se refere a um número fixado de acordo com determinadas regras convencionadas (que serão citadas a seguir).

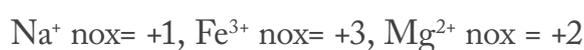
O **Estado de oxidação** é a condição real de uma espécie com um dado número de oxidação.



Com exceção dos íons monoatômicos, o número de oxidação não reflete uma condição química real, pois supõe que os átomos em uma molécula poliatômica são íons, entretanto, este é um conceito muito útil na determinação da transferência de elétrons entre espécies.

As regras para determinação do número de oxidação de uma espécie são:

- 1 – Cada átomo em um elemento não combinado ou substância simples apresenta número de oxidação zero. Ex. Fe(s), I₂, S₈, Cu(s) – nox = 0
- 2 – Para íons monoatômicos o número de oxidação é igual à carga do íon. Ex:



- 3 – O flúor apresenta sempre número de oxidação -1 em compostos com todos os outros elementos.
- 4 – Cl, Br e I sempre tem número de oxidação -1 em compostos, exceto quando combinados com oxigênio ou flúor.
- 5 – O número de oxidação do hidrogênio é +1 e do oxigênio é -2 na maioria dos seus compostos.

Exceto: Hidretos – número de oxidação do hidrogênio = -1, ex: CaH₂
Peróxidos – número de oxidação do oxigênio = -1, ex: H₂O₂

- 6 – A soma algébrica dos números de oxidação em um composto neutro deve ser zero.
- 7 – A soma algébrica dos números de oxidação em um íon poliatômico deve ser sempre igual a carga do íon.



Para entendermos melhor a utilização do número de oxidação vamos considerar a seguinte situação:

O Zn adicionado ao HCl produz a seguinte reação espontânea:



O número de oxidação do Zn aumentou de 0 (regra 1 – elemento simples)
para +2 (regra 2 – íon monoatômico).

O número de oxidação do H reduziu de +1 (regra 5 – nox hidrogênio)
para 0 (regra 1 – substância simples).

O Zn é oxidado a Zn^{2+} enquanto o H^+ é reduzido a H_2 .

O H^+ faz com que o Zn seja oxidado e é o agente de oxidação.

O Zn faz com que o H^+ seja reduzido e é o agente de redução.

Observe que o agente de redução é oxidado e o agente de oxidação é reduzido.

A partir da *Lei da conservação de massa* sabe-se que a quantidade de cada elemento presente no início da reação deve estar presente no final. Já a *Lei da Conservação da carga* define que os elétrons não são perdidos em uma reação química. Para facilitar a forma de expressar, interpretar e balancear as reações de oxirredução é mais adequado escrevê-las como **semi-reações**. Tome-mos como exemplo a reação entre magnésio metálico e o gás oxigênio representada a seguir:

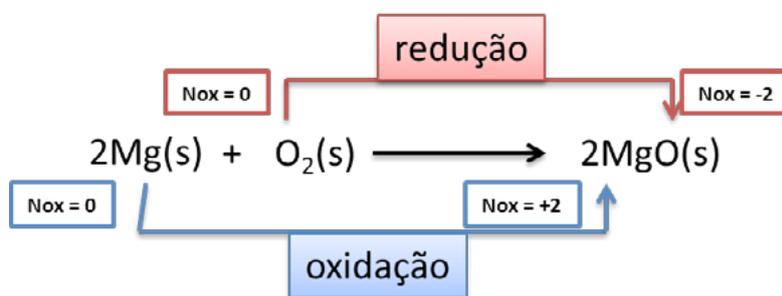


Figura 1 – Reação de oxirredução entre o Magnésio e o oxigênio (PIRES; LANFREDI; PALMIERI, 2011).



As etapas de oxidação e de redução se complementam, ou seja, na reação magnésio é oxidado, enquanto oxigênio é reduzido. Portanto, magnésio age como *agente redutor* enquanto O_2 atua como *agente oxidante*. Esta reação pode então ser escrita em termos de duas semi-reações, mas é importante lembrar que **nenhuma delas ocorre isoladamente**.

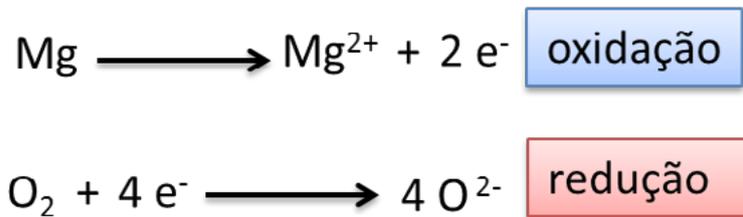


Figura 2 – Semi-reações de oxidação e redução para a reação do magnésio com o oxigênio (PIRES; LANFREDI; PALMIERI, 2011).

Deve-se lembrar também que o termo *Redox* é uma abreviação de redução-oxidação, e frequentemente é aplicado na descrição de variadas situações.



Células Galvânicas (Pilhas e Baterias)



http://www.acervodigital.unesp.br/bitstream/123456789/46368/3/02_redefor_d07_Quimica_tema02.flv

Quando uma reação de oxirredução ocorre espontaneamente, a energia liberada é utilizada para executar trabalho elétrico. As células voltaicas ou galvânicas são tipos de aparelhos ou dispositivos onde este trabalho elétrico é produzido espontaneamente a partir da transferência de elétrons através de um circuito externo.

Estas células receberam os nomes dos cientistas que estudaram e desenvolveram estes equipamentos, Luigi Galvani (1737-1798) e Alessandro Volta (1745-1827).

Um exemplo de sistema onde ocorre reação de oxirredução espontânea consiste na inserção de uma fita de Zn em uma solução de CuSO_4 . Neste caso, o Cu metálico é depositado no Zn e o Zn metálico dissolve-se formando Zn^{2+} , pois à medida que ocorre a oxidação, o Zn é convertido em $\text{Zn}^{2+} + 2e^-$. Os elétrons fluem no sentido do anodo onde eles são usados na reação



de redução. Espera-se, portanto, que o eletrodo de Zn perca massa e que o eletrodo de Cu ganhe massa.

A partir dos conceitos relacionados, algumas “Regras” para células voltaicas podem ser estabelecidas:

- 1 – No anodo os elétrons são produtos (oxidação).
- 2 – No catodo os elétrons são reagentes (redução).
- 3 – Os elétrons não podem ser conduzidos através da água, originando a conhecida frase: **“Os elétrons não podem nadar”**, ou seja, sempre há um carregador de carga para a mobilidade eletrônica, seja os íons em solução, ou o fio metálico utilizado para transportar a corrente elétrica.

Considerando então uma célula voltaica espontânea, os elétrons fluem do anodo para o catodo, conseqüentemente, **o anodo é negativo e o catodo é positivo**. Os elétrons não conseguem fluir através da solução, eles têm que ser transportados por um fio externo (Regra 3).

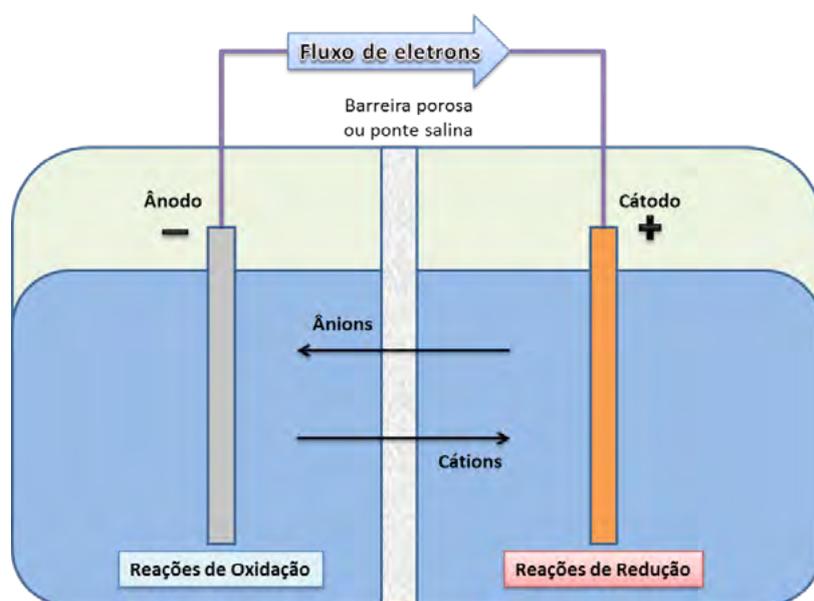


Figura .3.- Esquema básico de uma célula voltaica (PIRES; LANFREDI; PALMIERI, 2011).



As células galvânicas (assim como todas as eletroquímicas) podem ser representadas de acordo com a IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) através de um diagrama de célula como no esquema abaixo:



Onde na esquerda estão representadas as reações de oxidação e na direita as reações de redução. Cada barra horizontal representa uma interface de reação. Se as duas semi-células da célula galvânica forem unidas por um meio líquido essa junção é representada por uma linha vertical pontilhada, se essa junção for realizada por uma ponte salina para separar as duas semi-células esta é representada por dois traços verticais (||). Entretanto, alguns sistemas eletroquímicos não obedecem a esta regra geral quando citados. Os casos mais comuns são os sistemas chumbo/óxido de chumbo (que são conhecidos comercialmente como chumbo/ácido), cádmio/óxido de níquel (conhecidos como níquel/cádmio), entre outros.

Na montagem de uma célula voltaica genérica, conforme observado no esquema da Figura 3, os ânions e os cátions movimentam-se através de uma barreira porosa ou ponte salina. Os cátions movimentam-se dentro do compartimento catódico para neutralizar o excesso de íons carregados negativamente.

Na Figura 4, tem-se um exemplo específico de célula, onde no catodo de cobre ocorre a seguinte reação:

Catodo: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$, logo, o contra-íon do Cu está em excesso.

Já os ânions movimentam-se dentro do compartimento anódico para neutralizar o excesso de íons de Zn^{2+} formados pela oxidação.

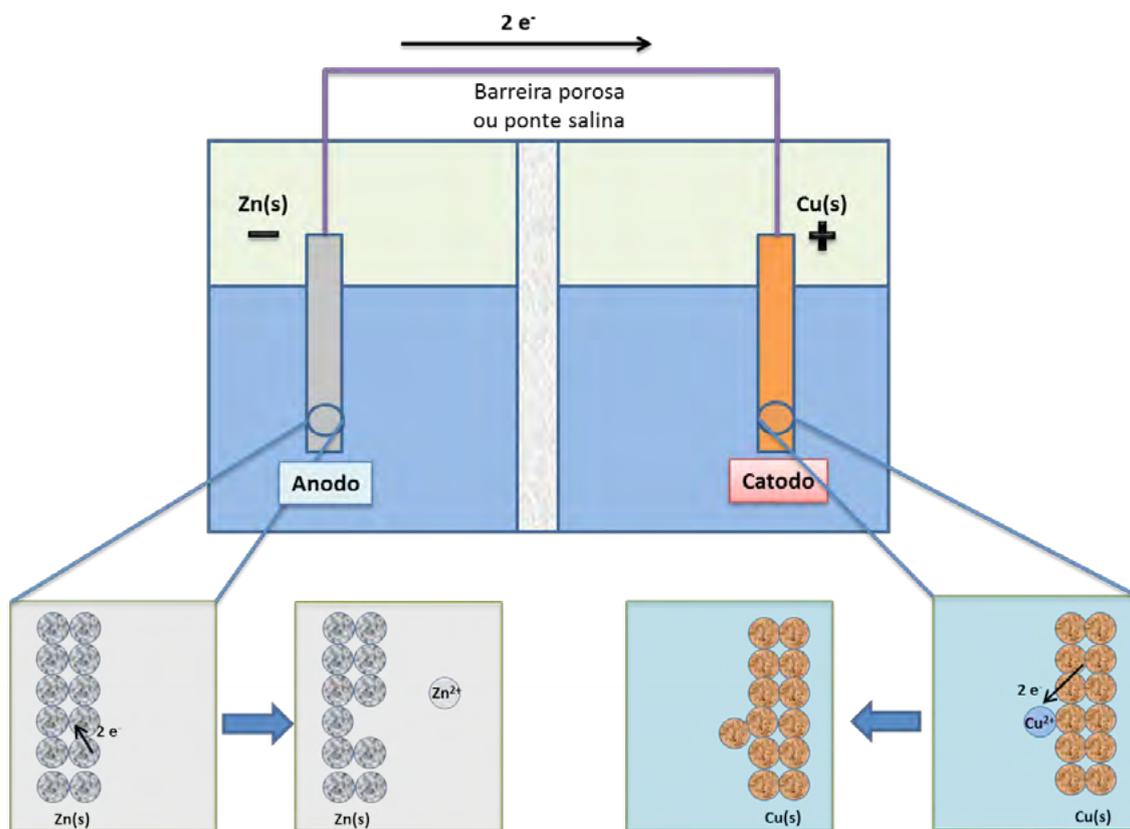


Figura 4 – Esquema representativo de uma célula galvânica de Zn e Cu (PIRES; LANFREDI; PALMIERI, 2011).

[Vídeo sobre o funcionamento de uma célula Galvânica](#)

Como pode ser observado na Figura 4, o fluxo de elétrons que ocorre do anodo para o catodo é **espontâneo**. Os elétrons fluem do anodo para o catodo porque o catodo tem uma energia potencial elétrica mais baixa do que o anodo.

A diferença de potencial neste caso é a diferença no potencial elétrico e é medida em volts.

Por definição, um volt (V) é a diferença potencial necessária para conceder um joule (J) de energia para uma carga de um Coulomb (C):

$$1 \text{ V} = \frac{1 \text{ J}}{1 \text{ C}}$$



A partir destas definições, neste momento é importante estabelecer o significado de Força **Eletromotriz ou Eletromotiva (*fem*)**.

Esta força é aquela necessária para impulsionar os elétrons através do circuito externo. Desta forma, o **Potencial de célula (E_{cel})** é a *fem* de uma célula.

Para soluções com concentração 1 mol/L a 25 °C (condições padrão), a *fem* padrão (potencial padrão da célula) é representada por E_{cel}° .

2.1 – Potenciais-Padrão de Redução (Semicélula)

A *fem* ou potencial da pilha de uma célula voltaica depende das chamadas semicélulas, ou seja, das reações do catodo e do anodo envolvidos no processo. Se todas as combinações possíveis de catodo/anodo fossem feitas, os potenciais-padrão da célula poderiam ser tabelados. No entanto, é mais conveniente que se atribua um potencial-padrão para cada semicélula individual o qual pode ser utilizado posteriormente para a determinação de E_{cel}° .

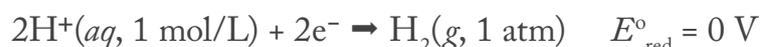
Tecnicamente falando, o potencial da célula é a diferença entre dois potenciais de eletrodos, um associado ao catodo e o outro ao anodo. O potencial associado a cada eletrodo é escolhido como o potencial para a redução que ocorre naquele eletrodo, meramente por convenção. Assim nas tabelas de potenciais-padrão do eletrodo têm-se valores associados às reações de redução, e, portanto, são denominados de potenciais-padrão de redução, E_{red}° . A partir destas definições, podemos então estabelecer que o potencial da célula, E_{cel}° , é obtido pela diferença entre o potencial-padrão da reação no catodo, E_{red}° (catodo) e o potencial-padrão de redução da reação no anodo, E_{red}° (anodo):

$$E_{\text{cel}}^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ} (\text{catodo}) - E_{\text{red}}^{\circ} (\text{anodo})$$

Lembrando que toda célula voltaica é composta por duas semicélulas, e não se pode medir diretamente o potencial-padrão de redução de uma das semicélulas. Por outro lado, se utilizarmos o artifício de considerar uma semi-reação como sendo referência, todos os potenciais-padrão de redução de outras semi-reações poderão ser estimados relativamente a esta semicélula.



Novamente por convenção, a semi-reação escolhida para atuar como referência é redução de $\text{H}^+(\text{aq})$ a $\text{H}_2(\text{g})$ sob as condições padrões. Neste caso, atribui-se que nestas especificações o potencial-padrão desta semi-reação de redução é exatamente 0 V.



O eletrodo o qual foi desenvolvido para produzir essa semi-reação é denominado **eletrodo-padrão de hidrogênio (EPH)**.

Um esquema ilustrativo do eletrodo-padrão de hidrogênio esta representado na figura 5. Basicamente ele possui um fio de platina conectado a uma lâmina também de Pt recoberta com platina finamente dividida, o que aumenta sua área superficial, e atua como uma superfície inerte para que a reação ocorra mais eficientemente. Todo o eletrodo de platina fica confinado em um tubo de vidro de forma que o $\text{H}_2(\text{g})$ a 1 atm (condições padrões) seja borbulhado sobre a platina e a solução contendo $\text{H}^+(\text{aq})$ também sob condições padrões (1 mol/L).

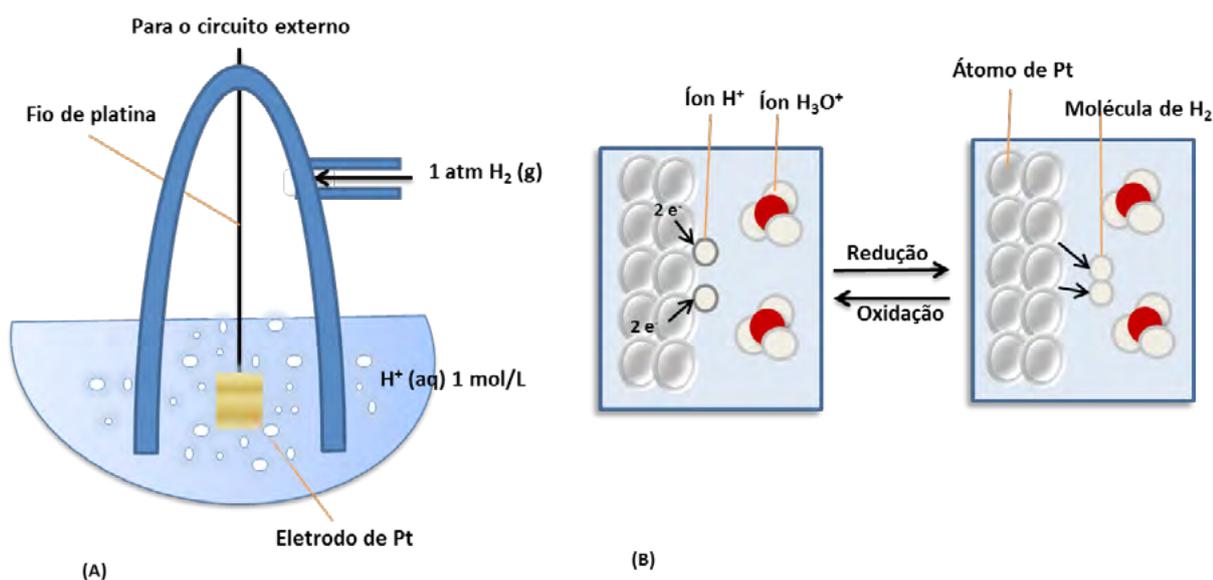


Figura 5 – Desenho esquemático de um eletrodo-padrão de hidrogênio (EPH), o qual é utilizado como eletrodo de referência. (a) Um EPH é constituído de um eletrodo de Pt em contato com $\text{H}_2(\text{g})$ a 1 atm de pressão e solução ácida com $[\text{H}^+] = 1 \text{ mol/L}$. (b) Representação molecular dos processos que ocorrem no EPH (PIRES; LANFREDI; PALMIERI, 2011).



Quando EPH é o catodo de uma célula, cada um dos dois íons H^+ recebe um elétron do eletrodo de Pt e são reduzidos a átomos de H, os quais se ligam para formar H_2 . Quando o EPH é o anodo de uma célula, ocorre o processo inverso: uma molécula de H_2 na superfície do eletrodo cedem dois elétrons e é oxidada a H^+ . Os íons H^+ em solução são hidratados formando os íons H_3O^+ .

Veja o vídeo sobre o funcionamento de um eletrodo-padrão de hidrogênio (em inglês). <http://www.youtube.com/watch?v=mrOm6xZip6k> (Standard Reduction Potentials)]

Como exemplo, podemos demonstrar como é utilizado o EPH para a estimativa do potencial-padrão de redução de um eletrodo-padrão de Zn^{2+}/Zn , cujo esquema de montagem da célula voltaica correspondente está representado na Figura 6, ou seja, da reação que ocorre espontaneamente que é a oxidação de Zn e redução de H^+ .

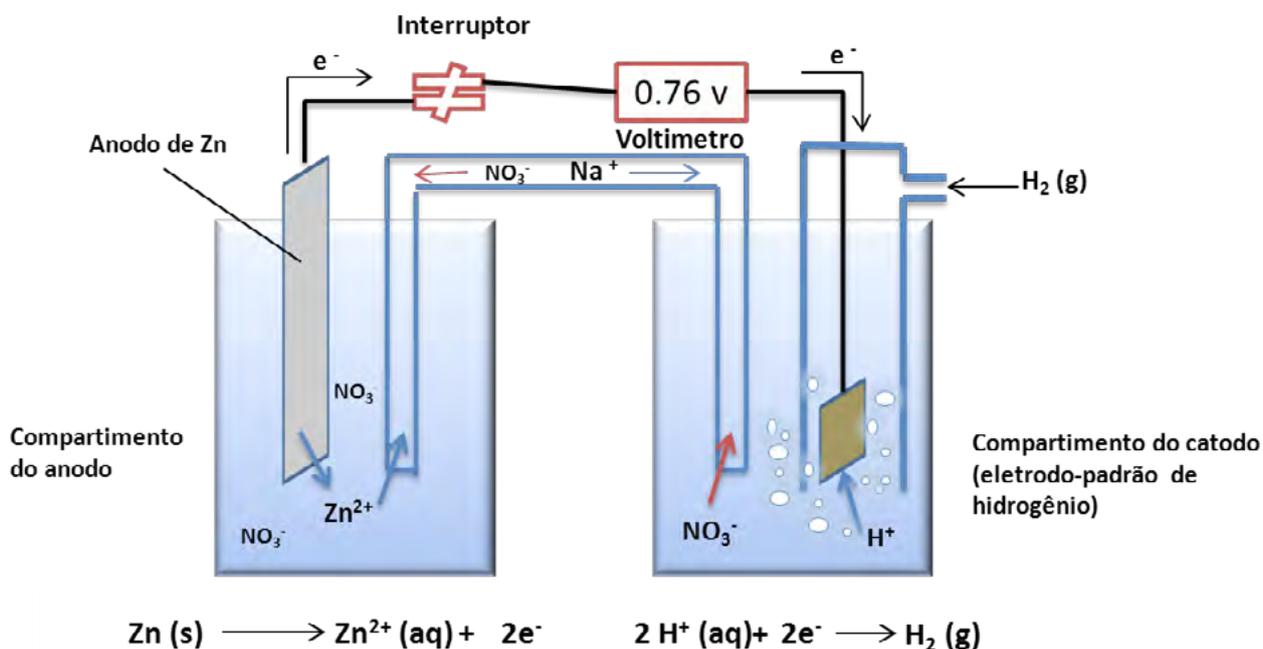
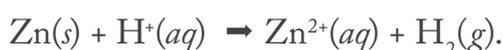


Figura 6 – Célula voltaica para medida do potencial-padrão de redução do eletrodo de zinco utilizando um EPH (PIRES; LANFREDI; PALMIERI, 2011).



Neste caso, o anodo é eletrodo de Zn^{2+}/Zn e o catodo é o EPH, e a voltagem da célula medida experimentalmente é de +0,76 V. Sabendo que:

$$E_{\text{cel}}^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ}(\text{catodo}) - E_{\text{red}}^{\circ}(\text{anodo})$$

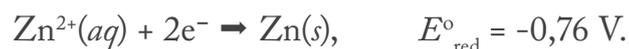
podemos substituir os valores:

$$0,76 \text{ V} = 0 \text{ V} - E_{\text{red}}^{\circ}(\text{anodo})$$

Consequentemente,

$$E_{\text{red}}^{\circ}(\text{anodo}) = -0,76 \text{ V}.$$

Desta forma, um potencial-padrão de redução de -0,76 V pode ser atribuído à redução de Zn^{2+} a Zn.



Uma vez que o $E_{\text{red}}^{\circ} = -0,76 \text{ V}$, concluímos que a redução do Zn^{2+} na presença do EPH não é espontânea.

Já a oxidação do Zn com o EPH é espontânea.

Como o potencial elétrico mede a energia potencial por carga elétrica, os potenciais-padrão de redução são propriedades intensivas. Assim, a variação do coeficiente estequiométrico não afeta o E_{red}° . Portanto,



Na Tabela 1 têm-se os potenciais-padrão de redução de uma série de semi-reações, todas em meio aquoso, medidos a 25° C.



TABELA 20.1 Potenciais-padrão de redução em água a 25 °C

Potencial (V)	Semi-reação de redução
+2,87	$F_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2F^-(aq)$
+1,51	$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$
+1,36	$Cl_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-(aq)$
+1,33	$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$
+1,23	$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O(l)$
+1,06	$Br_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2Br^-(aq)$
+0,96	$NO_3^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^- \longrightarrow NO(g) + 2H_2O(l)$
+0,80	$Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$
+0,77	$Fe^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$
+0,68	$O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow H_2O_2(aq)$
+0,59	$MnO_4^-(aq) + 2H_2O(l) + 3e^- \longrightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(aq)$
+0,54	$I_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2I^-(aq)$
+0,40	$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \longrightarrow 4OH^-(aq)$
+0,34	$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$
0	$2H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow H_2(g)$
-0,28	$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Ni(s)$
-0,44	$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Fe(s)$
-0,76	$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Zn(s)$
-0,83	$2H_2O(l) + 2e^- \longrightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$
-1,66	$Al^{3+}(aq) + 3e^- \longrightarrow Al(s)$
-2,71	$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$
-3,05	$Li^+(aq) + e^- \longrightarrow Li(s)$

Tabela 1 – Potenciais-padrão de redução em água a 25° C (BROWN; LEMAY; BURSTEIN, 2005)

Resumindo

As reações com $E_{red}^{\circ} > 0$ (valores positivos) são **reduções espontâneas** em relação ao EPH.

As reações com $E_{red}^{\circ} < 0$ (valores negativos) são oxidações espontâneas em relação ao EPH.

Quanto maior a diferença entre os valores de E_{red}° , maior é o E_{cel}° .

Em uma célula (espontânea) voltaica (galvânica) o E_{red}° (catodo) é mais positivo do que E_{red}° (anodo).



2.2 - Agentes Oxidantes e Redutores

A partir dos valores tabelados de potenciais-padrão de redução, Tabela 1, é possível estabelecer uma série de generalizações que auxiliam na interpretação de reações em ambiente aquoso:

Quanto mais positivo o E°_{red} , mais forte é o agente oxidante à esquerda.

Quanto mais negativo o E°_{red} , mais forte é o agente redutor à direita.

Uma espécie na parte esquerda superior da tabela de potenciais-padrão de redução oxidará espontaneamente uma espécie que está na parte direita inferior da tabela.

Na Figura.7 está sistematizado este comportamento, chamando a atenção para os casos extremos e intermediários que facilitam a classificação do comportamento dos eletrodos considerados.

Por exemplo, de acordo com o esquema, o F_2 oxidará o H_2 ou o Li ; o Ni^{2+} oxidará o $Al(s)$.

Quanto mais positivo E°_{red} , maior a força oxidante das espécies à esquerda, e por outro lado, quanto mais negativo E°_{red} , as espécies a direita tem sua força redutora aumentada.

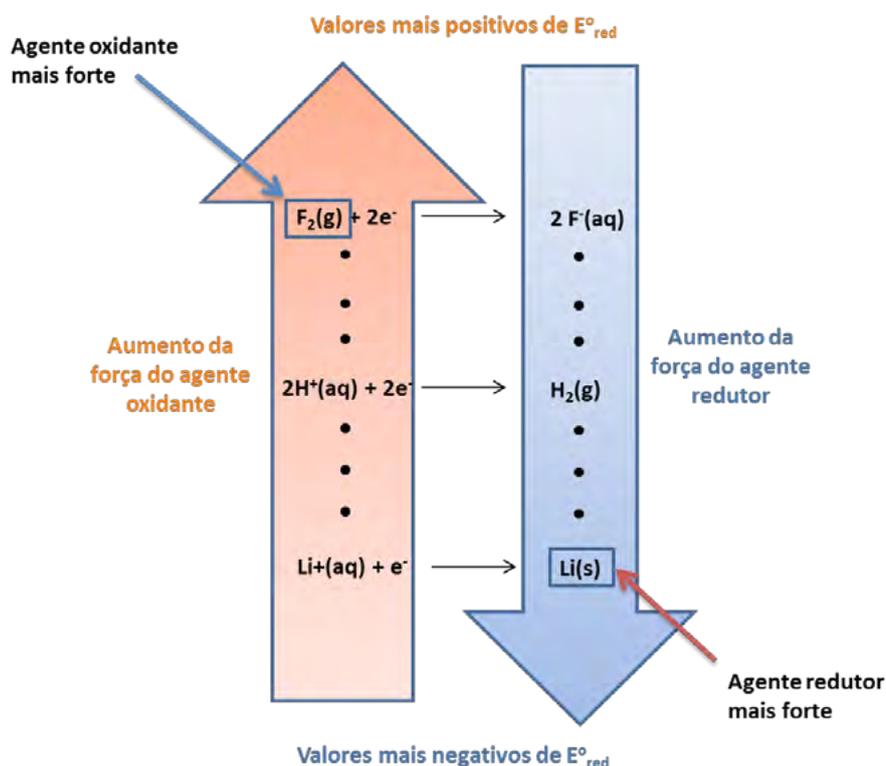


Figura 7 – Os potenciais-padrão de redução, E°_{red} , listados na Tabela 1, estão diretamente relacionados ao comportamento oxidante ou redutor de substâncias. Assim, espécies do lado esquerdo das semi-reações podem atuar como agentes oxidantes, e as que estão à direita, agentes redutores (PIRES; LANFREDI; PALMIERI, 2011).



Espontaneidade de Reações Redox



http://www.acervodigital.unesp.br/bitstream/123456789/46368/4/02_redefor_d07_Quimica_tema03.flv

Para avaliarmos a espontaneidade de uma reação de oxirredução, devemos considerar que em uma célula (espontânea) voltaica (galvânica) o:

E°_{red} (**catodo**) é mais positivo do que o E°_{red} (**anodo**) uma vez que:

- Um E°_{red} **positivo** indica um processo **espontâneo** (célula galvânica).
- Um E°_{red} **negativo** indica um processo **não-espontâneo**.



3.1 – Força Eletromotriz (fem) e Variação de Energia Livre

Vale à pena recordar que a variação da energia livre de Gibbs, ΔG , é uma medida termodinâmica da espontaneidade de um processo que ocorre a temperatura e pressão constantes. Desta forma, como a fem, E , de uma reação redox indica se a reação é espontânea, a fem e a variação de energia livre podem ser expressas pela seguinte equação:

$$\Delta G = -nFE$$

Onde: ΔG é a variação da energia livre,

n é a quantidade de matéria de elétrons transferidos,

F é a constante de Faraday e

E é a fem da célula.

Podemos definir:

$$1F = 96.500 \text{ C/mol} = 96.500 \text{ J/V} \cdot \text{mol}$$

Já que n e F são positivos, se $\Delta G > 0$ logo $E < 0$.

3.2 – Efeito da Concentração na Força Eletromotriz (fem) de uma Pilha

Até aqui foi discutido como é possível calcular a fem de uma célula quando tanto reagentes quanto produtos estão sob condições padrão. Porém, deve-se lembrar que ao longo do funcionamento de uma célula voltaica, há o consumo dos reagentes à medida que os produtos são gerados, conduzindo a variações nas respectivas concentrações. Desta forma, a fem tende a cair progressivamente até o ponto máximo em que $E = 0$, ou seja, neste momento dizemos que a pilha cessou de produzir corrente.

Logicamente, com $E = 0$, as concentrações de reagentes e produtos param de variar, e o sistema entra em equilíbrio. Podemos então analisar o efeito na fem gerada sob condições **não padrões e assim** estimá-la usando uma equação a qual foi primeiramente deduzida por Walther Nerst (184-1941), um importante químico alemão na área eletroquímica. Assim, a equação a qual vamos trabalhar agora tem o seu nome:



3.2.1 – A Equação de Nernst

Se uma célula voltaica é funcional até $E = 0$, ponto no qual o equilíbrio é alcançado, podemos escrever:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$-nFE = -nFE^\circ + RT \ln Q$$

Onde: ΔG é a variação da energia livre,

ΔG° é a variação da energia livre padrão,

R e a constante dos gases ideais

T e a temperatura em Kelvin

Q razão entre a concentração molar de produtos sobre reagentes.

n é a quantidade de matéria de elétrons transferidos,

F é a constante de Faraday e

E é a *fem* da célula.

Isso se reordena para fornecer a equação de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

A equação de Nernst pode ser simplificada calculando todas as constantes juntas usando uma temperatura de 298 K:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

(Observe a mudança do logaritmo natural para o log na base 10.)

Lembre-se que n é quantidade de matéria de **elétrons**.



3.3 - Pilhas de Concentração

Podemos usar a equação de Nernst para produzir uma célula que tem uma *fem* baseada apenas na diferença de concentração.

Na Figura 8 tem-se um exemplo de pilha de concentração envolvendo soluções de $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ em diferentes concentrações. Um compartimento consistirá de uma solução concentrada, enquanto o outro tem uma solução diluída.



A célula tende a igualar as concentrações do $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ em cada compartimento.

A solução concentrada tem que reduzir a quantidade de $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ para $\text{Ni}(\text{s})$, logo, deve ser o catodo (ocorre deposição do níquel sobre o eletrodo).

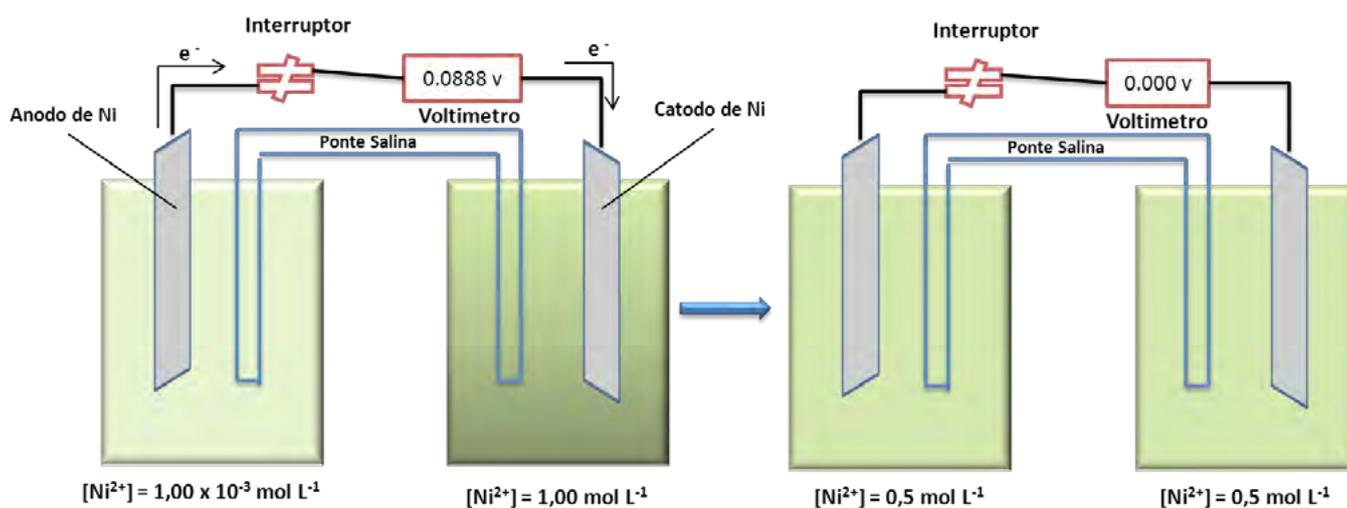


Figura 8 - Pilha de concentração baseada na reação de célula do Ni^{2+} -Ni. Em (a) as concentrações $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ nos dois compartimentos são diferentes, e a pilha gera uma corrente elétrica. A pilha funciona até que as concentrações de $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ nos dois compartimentos tornam-se iguais, (b) no ponto no qual a pilha atinge o equilíbrio e está “descarregada” (PIRES; LANFREDI; PALMIERI, 2011).



3.4 – A Força Eletromotriz da Célula e Equilíbrio Químico

Um sistema está em equilíbrio químico quando a variação da energia livre do sistema é igual a zero ($\Delta G = 0$).

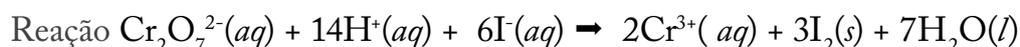
A partir da equação de Nernst, no equilíbrio e a 25°C (298 K) ($E = 0$ V e $Q = K_{eq}$):

$$0 = E^{\circ} - \frac{0.0592}{n} \log K_{eq}$$

$$\log K_{eq} = \frac{nE^{\circ}}{0.0592}$$

Sendo que K_{eq} corresponde à constante de equilíbrio, ou seja, a razão entre as concentrações molares dos produtos pelos reagentes ***no equilíbrio***.

Como exemplo de aplicação da equação de Nerst e da sua relação com a concentração dos componentes de uma reação eletroquímica vamos calcular a *fem* a 298K gerada pela célula descrita abaixo quando $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 2,0$ mol/L, $[\text{H}^+] = 1,0$ mol/L e $[\text{Cr}^{3+}] = 1,0 \times 10^{-5}$ mol/L.



Para resolver esse problema iremos utilizar a Equação de *Nerst* para calcular a *fem*:

$$E = E^{\circ} - (0,0592 \text{ V} / n) \times \log Q$$

Portanto, temos que calcular primeiro a relação das concentrações dos produtos e reagentes (Q). Vale lembrar nesse caso que são considerados apenas os componentes dissolvidos. Não se considera os componentes sólidos ou líquidos (no caso I_2 , H_2O)

$$Q = \frac{[\text{Cr}^{3+}]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}][\text{H}^+]^{14}[\text{I}^-]^6} = \frac{(1,0 \times 10^{-5})^2}{(2,0)(1,0)^{14}(1,0)^6} = 5,0 \times 10^{-11} \text{ Mol/L}$$

Substituindo o valor de Q na equação de Nerst, teremos:

$$E = 0,79 \text{ V} - (0,0592 \text{ V} / 6) \times \log (5,0 \times 10^{-11} \text{ Mol/L}) = 0,89 \text{ V}$$

Este é um resultado esperado (qualitativamente), pois como a concentração de dicromato (reagente) é > 1 M, a concentração de Cr(III) (Produto) < 1 M, a *fem* é maior do que E° .



3.5 - Baterias ou Pilhas



Image(s): FreeDigitalPhotos.net

Uma das aplicações das reações eletroquímicas que tem atualmente uma importância significativa para a nossa sociedade é a geração de energia elétrica por meio de pilhas e baterias. Apesar de utilizarmos os termos pilhas e baterias indistintamente no dia-a-dia, podemos definir uma pilha como um dispositivo constituído unicamente de dois eletrodos e um eletrólito, organizados de forma a produzir energia elétrica (BOCCHI, FERRACIN e BIAGGIO, 2000). Já uma bateria é um recipiente contendo uma fonte de força eletroquímica com uma ou mais pilhas (células voltaicas) arranjadas em série ou paralelo dependendo da necessidade de maior potencial ou corrente.

Quando as células são conectadas em série, maiores *fems* podem ser alcançadas, conforme o exemplo da Figura 9:

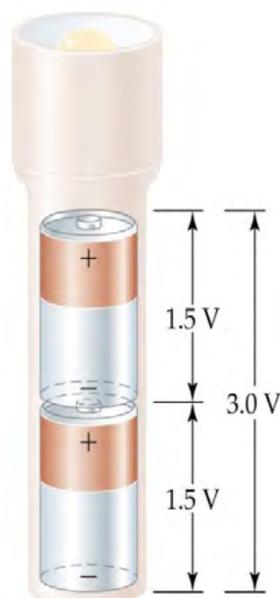


Figura 9 - Quando as pilhas são conectadas em série, como na maioria das lanternas, a *fem* total é a soma das *fems* individuais (BROWN; LEMAY; BURSTEIN, 2005)



Podemos classificar esses sistemas eletroquímicos como **baterias primárias** que são baterias essencialmente não recarregáveis, como por ex. zinco/dióxido de manganês (também conhecida como Leclanché), zinco/dióxido de manganês (alcalina), zinco/óxido de prata, entre outros. Todas são produzidas hermeticamente fechadas em dimensões padronizadas.

Já as baterias secundárias podem ser recarregadas e reutilizadas centenas ou até milhares de vezes. De maneira geral, um sistema eletroquímico é considerado secundário quando é possível realizar 300 ciclos completos (carga e descarga) com um mínimo de 80% de sua capacidade (BOCCHI, FERRACIN e BIAGGIO, 2000).

A seguir vamos comentar alguns exemplos de pilhas e baterias.

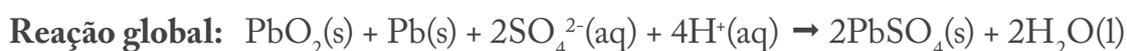
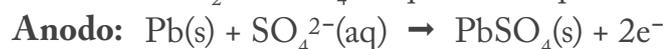
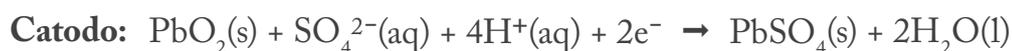
3.5.1 – Bateria de chumbo e ácido

Uma bateria de carro de 12V consiste de 6 pares de catodo/anodo, cada um produzindo 2 V. São colocados espaçadores de madeira ou fibra de vidro para evitar que os eletrodos se toquem, de acordo com o esquema da Figura 10.

Catodo: PbO_2 em uma grade de metal em ácido sulfúrico.

Anodo: Pb

Em termos de semi-reações e reação global:



O potencial-padrão da pilha pode ser obtido a partir dos potenciais-padrão de redução listados na **Tabela 1** ([Abrir Tabela](#)).



$$\begin{aligned} E^{\circ}_{\text{cel}} &= E^{\circ}_{\text{red}}(\text{catodo}) - E^{\circ}_{\text{red}}(\text{anodo}) \\ &= (+1,685 \text{ V}) - (-0,356 \text{ V}) \\ &= +2,041 \text{ V.} \end{aligned}$$

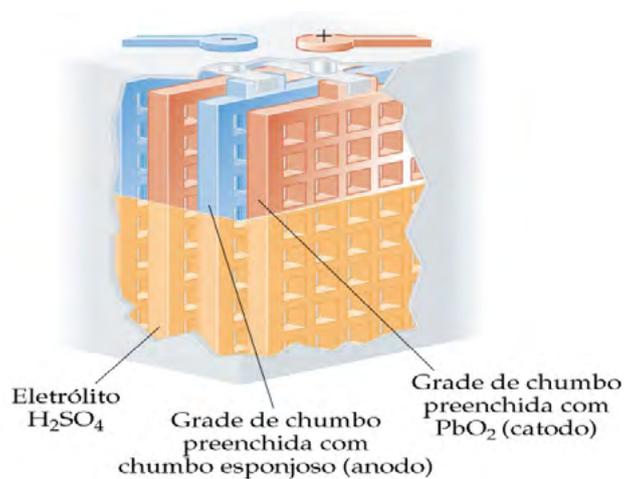


Figura 10 - Desenho esquemático mostrando o corte de uma parte de bateria automotiva de chumbo e ácido de 12 V. Cada par anodo/catodo de eletrodos produz um potencial de 2V. Seis pares de eletrodos estão conectados em série, produzindo a voltagem necessária da bateria (BROWN; LEMAY; BURSTEIN, 2005)

3.5.2 – Pilhas Alcalinas

A pilha primária (não-recarregável) mais comum é a alcalina, com uma produção anual de mais de 10^{10} pilhas. Nesta pilha, representada na Figura 11, temos:

Anodo: tampa de Zn (zinco metálico em pó imobilizado em gel) em contato com solução de KOH (o motivo do nome “alcalina”).

Catodo: pasta de MnO_2 , KOH e um bastão de grafite no centro (Carbono) separados do anodo por um tecido poroso.

Em termos de semi-reações e reação global:

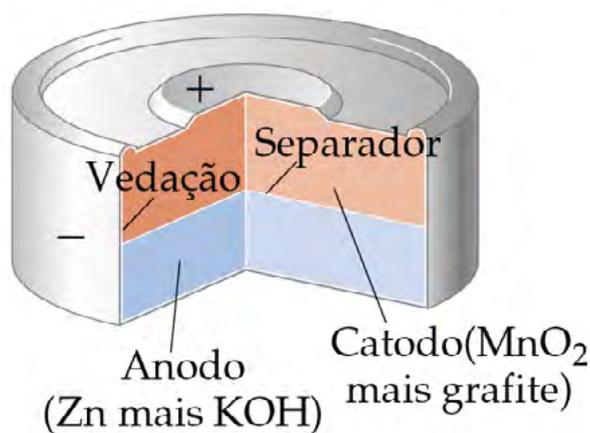
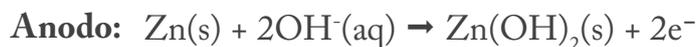


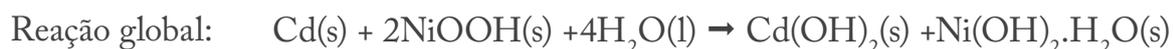
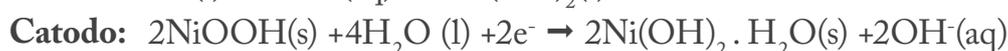
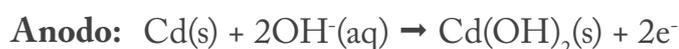
Figura 11 - Esquema onde pode ser observado corte de uma bateria alcalina em miniatura (BROWN; LEMAY; BURSTEIN, 2005)



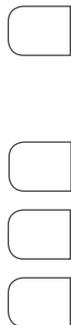
3.5.3 – Bateria Níquel/Cádmio

A bateria de cádmio/óxido de níquel (conhecida como bateria níquel/cádmio), foi primeiramente proposta pelo sueco Waldemar Jungner em 1899. Ela consiste em um anodo formado por uma liga de cádmio e ferro e um catodo de hidróxido(óxido) de níquel (III), imersos em uma solução aquosa de hidróxido de potássio (20 a 28% em massa).

Na descarga o cádmio metálico é oxidado a hidróxido de cádmio no anodo, enquanto que o hidróxido(óxido) de níquel (III) é reduzido a hidróxido de níquel (II) hidratado no cátion:

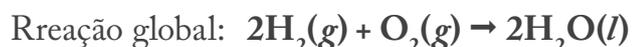


Essas baterias fornecem um potencial de circuito aberto de aproximadamente 1,5V a temperatura ambiente e se caracterizam por apresentar correntes elétricas relativamente altas, potencial quase constante, capacidade de operar a baixas temperaturas e vida útil longa (BOCCHI, FERRACIN e BIAGGIO, 2000).



3.5.4 – Células de Combustível

A energia térmica gerada pela queima de combustíveis pode ser utilizada para converter água em vapor, o qual aciona uma turbina e por sua vez, um gerador. Em geral, apenas 40% de energia a partir da combustão é convertida em eletricidade, e o restante perdido na forma de calor. A produção direta de eletricidade a partir de combustíveis a partir de uma célula voltaica poderia, a princípio, produzir maior taxa de conversão da energia química da reação. Esta é a chama **célula de combustível**. As células de combustível não são consideradas baterias porque elas não são sistemas completos. O mais promissor sistema de células de combustível envolve a reação entre $\text{H}_2(\text{g})$ e $\text{O}_2(\text{g})$ para formar $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ como produto único. Por este motivo, nos vãos à lua da *Apollo* a célula de combustível $\text{H}_2\text{-O}_2$ era a fonte primária de eletricidade.



As células de combustível eram consideradas inviáveis pelo fato de necessitar altas temperaturas de operação para que a reação na pilha procedesse a uma velocidade apreciável. No entanto, com o desenvolvimento de membranas semipermeáveis e catalisadores que permitem que células do tipo $\text{H}_2\text{-O}_2$ operem a temperaturas abaixo de 100°C tem possibilitado sua aplicação.



3.5.5 – Considerações ambientais sobre as pilhas e baterias



Image(s): FreeDigitalPhotos.net

Sem dúvida, as pilhas e baterias fazem parte da sociedade moderna, fazendo funcionar equipamentos eletrônicos, computadores, jogos, relógios, lanternas, telefones celulares, apenas para dar alguns exemplos. Dessa forma, uma variedade muito grande desses sistemas tem sido desenvolvido para atender a essa demanda. Cada vez mais leves, com maior capacidade e durabilidade, as pilhas estão presentes em todos os nossos ambientes.

Entretanto, como comentadas acima, várias baterias (primárias ou secundárias) contem em seu sistema de funcionamento, metais pesados extremamente tóxicos, como mercúrio, níquel, cádmio ou chumbo e, portanto representam risco para o meio ambiente quando descartadas inadequadamente.

A resolução nº. 401/08 do CONAMA (Conselho Nacional do Meio Ambiente) define os limites máximos de cada metal constituinte das baterias e determina que as pilhas e baterias usadas jamais devam ser lançadas *in natura* a céu aberto (tanto em áreas urbanas ou rurais), nem queimadas a céu aberto ou em recipientes, instalações ou equipamentos não adequados. Elas também não podem ser lançadas em corpos d'água, praias, manguezais, terrenos baldios, peças ou caçambas, cavidades subterrâneas, em redes de drenagem de águas pluviais, esgotos, eletricidade ou telefone, mesmo que abandonadas ou em áreas sujeitas a inundação.

Os locais apropriados para o descarte dessas pilhas e baterias usadas são os estabelecimentos que os comercializam, bem como a rede de assistência técnica autorizada pelos fabricantes e importadores desses produtos que darão a destinação correta para esses materiais.



Eletrólise



http://www.acervodigital.unesp.br/bitstream/123456789/46368/5/02_redefor_d07_Quimica_tema04.flv

Outro processo que envolve eletricidade e reações químicas é a Eletrólise. Enquanto nos temas anteriores estudamos a transformação da energia química em energia elétrica, a Eletrólise é a parte da eletroquímica que estuda a transformação de energia elétrica em energia química, ou seja, é todo processo químico não espontâneo provocado por corrente elétrica.

A eletrólise tem várias aplicações industriais na sociedade atual, sendo que as principais são a produção de alguns compostos químicos, como hidrogênio, cloro e hidróxido de sódio, extração e purificação de metais a partir dos seus minérios, a proteção de metais ou ligas por deposição de finas camadas protetoras para evitar a corrosão, o recobrimento de objetos com uma fina camada de metal **são alguns dos exemplos mais comuns desse processo.**



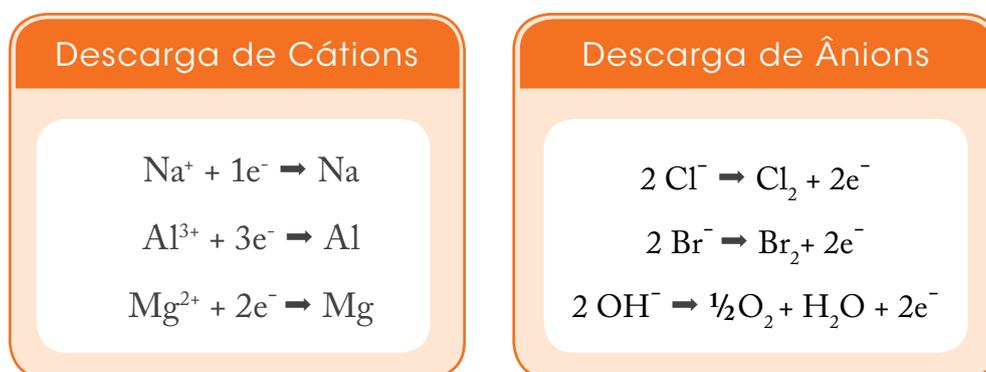
Existem dois tipos de eletrólise que são classificados pelo seu meio condutor: a eletrólise aquosa, onde as substâncias iônicas possuem a capacidade de conduzir corrente elétrica, quando estão em soluções aquosas, e a eletrólise ígnea, que é a passagem da corrente elétrica em uma substância iônica no estado de fusão.

4.1 – Princípios da eletrólise

A eletrólise é um processo eletroquímico não espontâneo, ou seja, a presença de corrente elétrica fará com que ocorra as reações químicas de oxirredução nos eletrodos. Durante o processo de eletrólise os íons irão migrar para os eletrodos onde participarão das reações redox. Esse processo é comumente chamado de descarga dos íons nos eletrodos.



Na descarga de íons os cátions irão receber elétrons, sofrendo redução; enquanto que os ânions irão ceder elétrons, sofrendo oxidação. Alguns exemplos de descargas:



As reações não espontâneas necessitam de uma corrente externa para fazer com que a reação ocorra.

Para que ocorra a eletrólise é necessária a presença de íons livres, os quais serão descarregados durante o processo. Na eletrólise a corrente elétrica atravessa o sistema, descarrega os íons e provoca uma reação química (não espontânea) de óxido-redução.

Dessa forma, tanto nas células voltaiças como nas eletrolíticas:

- a redução ocorre no **catodo**
- a oxidação ocorre no **anodo**.

No entanto, em células eletrolíticas, os elétrons são **forçados** a fluir do anodo para o catodo.

4.2 – Tipos de Eletrólise

Os processos de eletrólise podem ser classificados de acordo com a presença ou ausência de água:

- eletrólise ígnea (ausência de água)
- eletrólise em meio aquoso

4.2.1 Eletrólise Ígnea

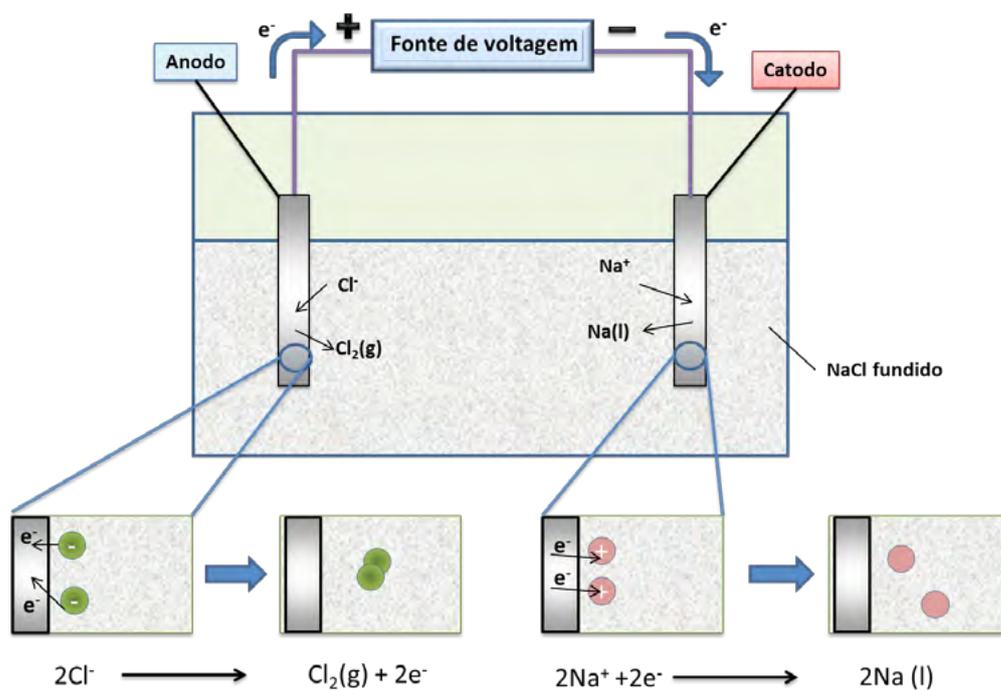


Figura 12 - Representação da célula eletrolítica na eletrólise ígnea do NaCl (PIRES; LANFREDI; PALMIERI, 2011).



A eletrólise ígnea é a eletrólise realizada em ausência de água, normalmente são compostos iônicos fundidos. A eletrólise ígnea é, por exemplo, o processo utilizado para a obtenção do alumínio a partir da bauxita (minério de alumínio).

Para realizar a eletrólise é necessário ter uma fonte de corrente contínua, uma cuba eletrolítica, onde se encontra o sistema que sofrerá a eletrólise e eletrodos inertes, que podem ser fios de platina ou barras de carbono grafite.

Vamos considerar a eletrólise do NaCl para entender melhor os processos que ocorrem em uma eletrólise ígnea. A partir da eletrólise do NaCl são obtidos sódio metálico e gás cloro conforme mostrado na Figura 12.

Na eletrólise ígnea o primeiro passo é fundir o material, para que os íons fiquem livres e ocorra a eletrólise:



O NaCl fundido apresenta os seguintes íons:

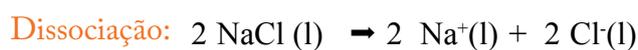


Quando a corrente começar a atravessar o sistema, iniciam-se as reações de óxido-redução não espontâneas. Para lembrar:

Ânion migra para o anodo e **cátion** migra para o **catodo**.



Para obter a equação global da eletrólise soma-se as equações de cada etapa.

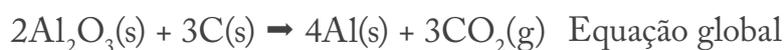
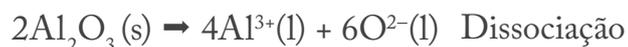


[Vídeo sobre eletrólise ígnea](#)

O exemplo mais importante industrialmente da eletrólise ígnea é a obtenção de alumínio a partir da alumina (Al_2O_3), a qual é obtida da bauxita ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ + impurezas) desidratada.

O processo industrial de obtenção do alumínio, ainda em uso, foi idealizado por Charles Martin Hall, em 1885, aos 22 anos de idade. O alemão Johann Friedrich Wilhelm Adolf von Bayer aperfeiçoou o processo em 1889. Tal método consiste na eletrólise ígnea do óxido de alumínio, conhecido como alumina (Al_2O_3), que tem elevadíssimo ponto de fusão, aproximadamente 2060°C . Para viabilizar o processo, adiciona-se à alumina o mineral criolita, de fórmula $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$, que tem propriedade fundente, ou seja, diminui o ponto de fusão. Essa mistura funde a aproximadamente $1\,000^\circ\text{C}$ e os íons Al^{3+} e O^{2-} ficam livres da organização do cristal, portanto prontos para o processo eletrolítico.

Representação das reações do processo eletrolítico:





4.2.2 - Eletrólise de Soluções Aquosas

Na eletrólise em meio aquoso a água participa do processo, portanto, ela passa a ser um componente que deve ser considerado quando se faz a análise da descarga dos íons. É necessário saber a ordem de descarga dos íons frente à água, uma vez que essa interfere na descarga.

A ordem de descarga dos íons é obtida comparando o potencial de redução dos cátions e ânions e resumidamente é mostrada na Tabela 2.

Ordem de Descarga	
Ânions	Cátions
<div style="text-align: center; color: green;">↓</div> <p>F⁻ Ânions oxigenados (SO₄²⁻, NO₃⁻) H₂O OH⁻ HSO₄⁻ Ânions orgânicos Ânions não-oxigenados (Cl⁻, Br⁻, I⁻)</p>	<div style="text-align: center; color: orange;">↓</div> <p>Metais alcalinos (Na⁺, K⁺) Metais alcalinos terrosos (Mg²⁺, Ca²⁺) Alumínio (Al³⁺) H₂O H⁺ Mn²⁺, Zn²⁺, Fe²⁺ Cu²⁺, Ag⁺, Au³⁺</p>

Tabela 2: Ordem de descarga dos ânions e cátions (BROWN; LEMAY; BURSTEIN, 2005)

Conhecendo a ordem de descarga dos íons pode-se montar a eletrólise em meio aquoso. Vamos considerar o exemplo da eletrólise de NaCl, entretanto, neste caso o sal estará dissolvido em meio aquoso (e não fundido como no caso da eletrólise ígnea).

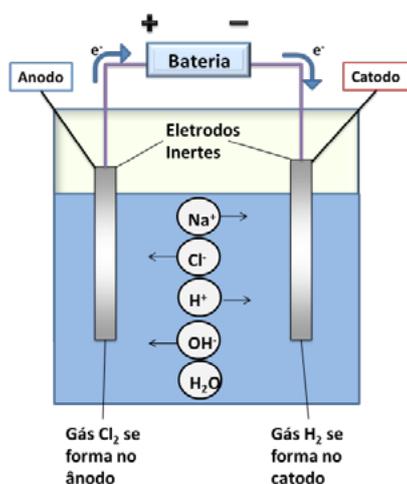


Figura 13 - Representação da célula eletrolítica em um processo de eletrólise em solução aquosa (BROWN; LEMAY; BURSTEIN, 2005)

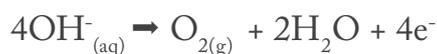
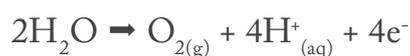


O importante para montar as equações da eletrólise é identificar os íons presentes no sistema, bem como **não se esquecer das moléculas de água** que estão presentes (a água ioniza muito pouco em H^+ e OH^-). Neste exemplo, as espécies presentes na cuba são: NaCl que em meio aquoso dissocia em Na^+ e Cl^- e as moléculas de água.

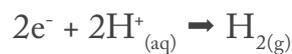
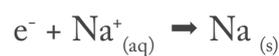
Quando se liga a fonte começa uma reação de óxido-redução não espontânea, onde os íons ou as moléculas de água serão descarregados nos respectivos polos. Neste exemplo irá ser descarregado primeiramente o Cl^- no anodo e H_2O no catodo.

Como existem muitas espécies na célula, várias são as reações anódicas e catódicas possíveis:

Possíveis reações anódicas
(oxidação):



Reações catódicas possíveis
(redução):



Verifica-se pela tabela 2 que no anodo se produz gás cloro (menor potencial de redução, comparado com as outras semi-reações possíveis). Assim, a reação do anodo é:

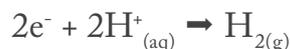


No catodo forma-se gás hidrogênio, assim sabe-se que ou H^+ ou H_2O sofreu uma redução. A concentração de moléculas H_2O na solução aquosa de NaCl é muito maior que a dos íons H^+ (aproximadamente 560 milhões de vezes maior), portanto a reação catódica pode ser representada por:

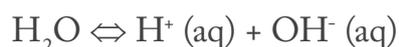




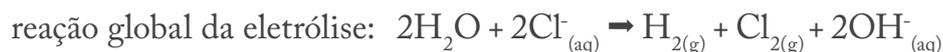
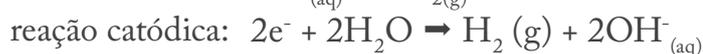
Mesmo que H^+ seja a espécie que está sendo reduzida, na realidade a reação eletroquímica anterior representa melhor a transformação global, pois pode ser considerada como sendo a combinação de:



Seguida pelo deslocamento do equilíbrio da água:



Conduzindo a soma dessas duas reações à reação eletroquímica **já mencionada tem-se:**



Vale a pena observar que o potencial fornecido a uma célula eletrolítica deve ser no mínimo igual ao potencial da reação a ser invertida. No caso de mais de uma espécie que possa ser reduzida, as espécies com maiores potenciais de redução são preferencialmente reduzidas. E as com menores potenciais de redução, serão oxidadas.

4.2.3 - Eletrólise em Solução Aquosa com Eletrodos Ativos

Até aqui estamos discutindo a eletrólise, considerando que os eletrodos são inertes, ou seja, não participam das reações de oxido-redução, apenas conduzem a corrente elétrica. Vamos comentar a seguir sobre outro tipo de eletrólise onde temos **eletrodos ativos**.

A eletrólise com eletrodos ativos ou reativos ocorre quando os eletrodos não são meros condutores de corrente elétrica, mas sim participa das reações de oxirredução. Adota-se esse processo na purificação de metais, como por exemplo, do cobre — metal, que obtido na indústria metalúrgica, tem grau de pureza de 98%, conhecido como cobre metalúrgico. Para a produção de fios elétricos, o metal precisa estar praticamente puro, isto é, com 99,9% de pureza, conhe-



cido como cobre eletrolítico. Desse modo, o cobre metalúrgico (impuro) passa por eletrólise a fim de ser purificado. Observe a ilustração da Figura 14, que mostra o bastão de cobre impuro como anodo (+) e o cobre puro como catodo (-), parcialmente submersos numa solução aquosa de $\text{Cu}^{2+} \text{SO}_4^{4-}$.

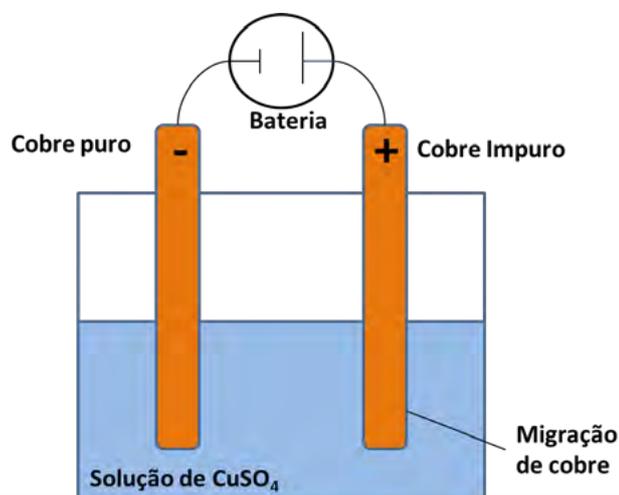
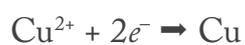


Figura 14: Eletrodos de cobre em solução de CuSO_4 (PIRES; LANFREDI; PALMIERI, 2011).

A cuba eletrolítica da Figura 14 contém:



No catodo (-), que é o cobre puro, ocorre depósito de mais cobre em virtude da redução do Cu^{2+} .



No anodo (+) não há oxidação do SO_4^{2-} nem do OH^- . A reação de oxidação é a do próprio cobre metálico.





A Figura 15 mostra a corrosão do cobre impuro.

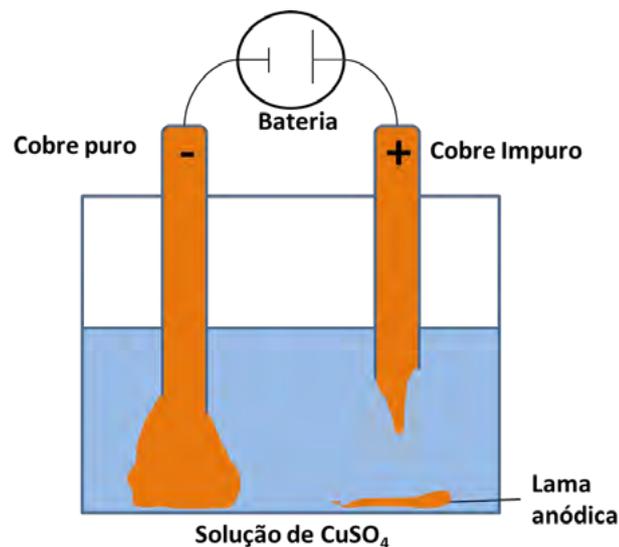


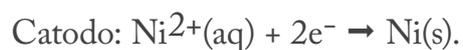
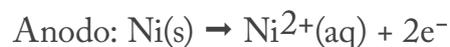
Figura 15 - Corrosão do Cobre impuro (PIRES; LANFREDI; PALMIERI, 2011).

A corrosão faz a solução aumentar a concentração em Cu^{2+} , que é atraído para o catodo, formando cobre metálico livre das impurezas (nesse caso denominada de lama anódica).

Outro exemplo de aplicação de eletrodo ativo é a Eletrodeposição, que consiste em depositar eletroliticamente um filme fino de metal sobre um objeto.

Vamos considerar o eletrodo de Ni utilizado em processos conhecidos como niquelação.

Nesse caso temos um eletrodo de Ni ativo (anodo, que será oxidado) e outro eletrodo metálico (inerte) colocado em uma solução aquosa de NiSO_4 :





O Níquel então será depositado no eletrodo inerte (catodo).

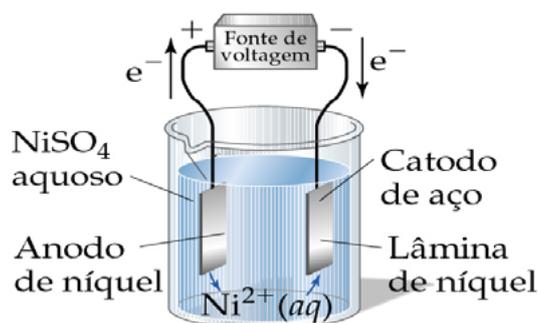


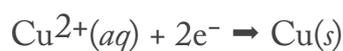
Figura 16 - Eletrodo ativo de níquel em solução de NiSO_4 (BROWN; LEMAY; BURSTEIN, 2005)

Este processo, também chamado de galvanoplastia, é importante para a proteção de objetos contra a corrosão. Ele consiste em depositar um metal sobre um substrato (metálico ou não), através da redução química ou eletrolítica para proteção, melhor condutividade e melhor capacitação para se soldar sobre a superfície tratada. Outras aplicações são: para melhorar a aparência, aglutinar partículas não condutoras à camada eletrodepositada, resistência ao atrito, melhorar a dureza superficial, resistência à temperatura, entre outras.

4.3 – Aspectos Quantitativos da Eletrólise

Determinação da quantidade de material que se obtém com a eletrólise.

Considere a redução do Cu^{2+} a $\text{Cu}(s)$:



Pela estequiometria da reação, pode-se prever que para cada 2 mols de elétrons fornecidos pelo sistema se depositarão 1 mol de Cu.

Considerando que a carga de 1 mol de elétrons é 96.500 C (1 F), pode se utilizar a expressão:

$$Q = It$$

Onde: Q corresponde a quantidade de carga (Coulomb), I se refere à corrente (Ampere) que passa pelo sistema em um tempo t (segundos).

Dessa forma a quantidade de Cu pode ser calculada pela corrente (I) e tempo (t) levado para a deposição.

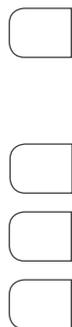


Corrosão



http://www.acervodigital.unesp.br/bitstream/123456789/46368/6/02_redefor_d07_Quimica_tema05.flv

Além das pilhas, baterias e da eletrólise, outro processo que está associado a reações de oxirredução é a corrosão. O estudo desse processo é importante do ponto de vista industrial e ambiental, uma vez que afeta a durabilidade das estruturas e peças metálicas (ou não), construções e monumentos, entre outros. A corrosão pode incidir sobre diversos tipos de materiais, sejam metálicos como os aços ou as ligas de cobre, ou não metálicos, como plásticos, cerâmicas ou concreto. A ênfase aqui descrita será sobre a corrosão dos materiais metálicos. Esta corrosão, denominada corrosão metálica, consiste na transformação de um material metálico ou liga metálica pela sua interação [química](#) ou [eletroquímica](#) num determinado meio de exposição, processo que resulta na formação de produtos de corrosão e na liberação de [energia](#). Quase sempre, a corrosão metálica (por mecanismo eletroquímico), está associada à exposição do [metal](#) num meio no qual existe a presença de [moléculas](#) de [água](#), juntamente com o gás [oxigênio](#) ou



Fonte: <http://www.morguefile.com/archive/display/135066>

íons de hidrogênio, num meio condutor. A presença de íons metálicos no eletrólito é um fator importante nesta corrosão. No caso de os íons no eletrólito serem mais catódicos que os materiais com os quais possam ter contato, haverá corrosão devido a reações de troca entre o metal e os cátions dissolvidos, com conseqüente oxidação do metal da estrutura em questão.

5.1 – Processos Corrosivos

Dependendo do tipo de ação do meio corrosivo sobre o material, os processos corrosivos podem ser classificados em dois grandes grupos, abrangendo todos os casos de deterioração por corrosão:

- **Corrosão Química**
- **Corrosão Eletroquímica**

Os **processos de corrosão química** se caracterizam basicamente por:

- ausência da água no estado líquido;
- temperaturas, em geral, elevadas, sempre acima do ponto de orvalho da água;
- interação direta entre o metal e o meio corrosivo.

Como na corrosão química não se necessita de água líquida, ela também é denominada em meio não aquoso ou corrosão seca.

Os processos de corrosão química são, por vezes, denominados corrosão ou oxidação em altas temperaturas. Estes processos são menos frequentes na natureza, envolvendo operações onde as temperaturas são elevadas.



Os processos de corrosão eletroquímica são frequentes na natureza e se caracterizam por:

- necessariamente na presença de água no estado líquido;
- temperaturas abaixo do ponto de orvalho da água, sendo a grande maioria na temperatura ambiente;
- formação de uma pilha ou célula de corrosão, com a circulação de elétrons na superfície metálica.
- Em face da necessidade do eletrólito conter água líquida, a corrosão eletroquímica é também denominada corrosão em meio aquoso.

Aqui será dada ênfase na corrosão eletroquímica.

5.2 - Corrosão Eletroquímica ou Corrosão em Meio Aquoso

Nos processos de corrosão os metais reagem com os elementos não metálicos presentes no meio, O_2 , S , H_2S , CO_2 entre outros, produzindo compostos semelhantes aos encontrados na natureza, dos quais foram extraídos. Conclui-se, portanto, que nestes casos a corrosão corresponde ao inverso dos processos metalúrgicos, como mostrado na Figura 17.

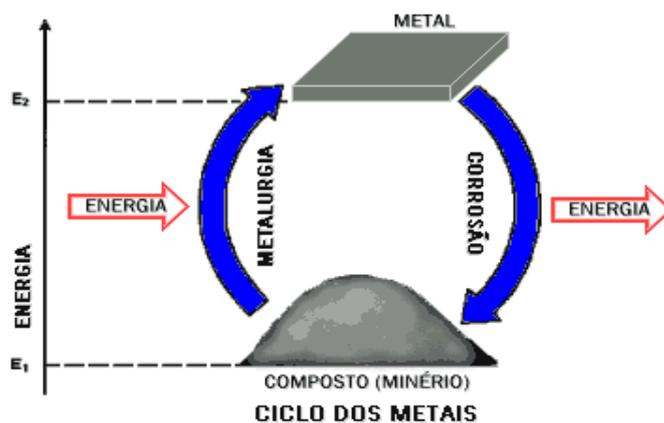


Figura 17: Ciclo dos metais. (Fonte)

Para analisar os processos de corrosão serão mostrados a seguir alguns exemplos de Pilhas de Corrosão Eletroquímica.

5.3 – Pilhas de Corrosão Eletroquímica

A pilha de corrosão eletroquímica é constituída de quatro elementos fundamentais:

- área anódica: superfície onde verifica-se a corrosão (reações de oxidação);
- área catódica: superfície protegida onde não há corrosão (reações de redução);
- eletrólito: solução condutora ou condutor iônico que envolve simultaneamente as áreas anódicas e catódicas;
- ligação elétrica entre as áreas anódicas e catódicas.

Na Figura 18 tem-se esquematizada uma pilha de corrosão eletroquímica.

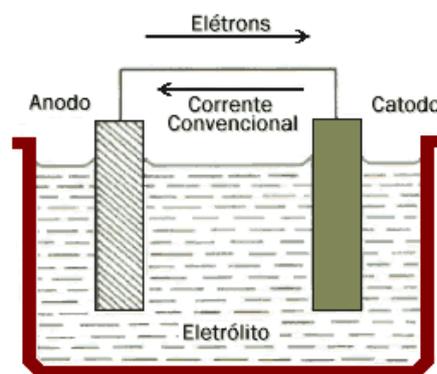


Figura 18: Pilha de Corrosão Eletroquímica ([Fonte](#))

O aparecimento das pilhas de corrosão é consequência de potenciais de eletrodos diferentes, em dois pontos da superfície metálica, com a devida diferença de potencial entre eles.

Um conceito importante aplicável às pilhas de corrosão é o da reação de oxidação e redução. As reações da corrosão eletroquímica envolvem sempre reações de oxirredução.

Na área anódica, onde se processa a corrosão, ocorrem reações de oxidação, sendo a principal a de passagem do metal da forma reduzida para a forma iônica, como mostrado na Figura 19.

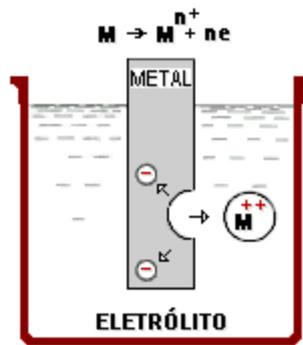
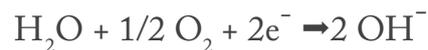


Figura 19: Reação Área Anódica. (Fonte)

Na área catódica, que é uma área protegida (não ocorre corrosão), as reações são de redução de íons do meio corrosivo, onde as principais reações são:

- em meios aerados - caso normal de água do mar e naturais:



- em meios desaerados - caso comum em águas doces industriais:



Serão discutidas a seguir as principais causas de aparecimento de **pilhas de corrosão** com as respectivas denominações das pilhas formadas.

5.4 – Principais Tipos de Pilhas de Corrosão

5.4.1 – Pilha de Eletrodo Diferente

Como já vimos, esta pilha é também denominada de pilha galvânica e surge sempre que dois metais ou ligas metálicas diferentes são colocados em contato elétrico na presença de um eletrólito. A diferença de potencial da pilha será tão mais acentuada quanto mais distante estiverem os materiais na Tabela de potenciais no eletrólito considerado.



5.4.2 – Pilha de Ação Local

Esta pilha é provavelmente a mais frequente na natureza, ela aparece em um mesmo metal devido a heterogeneidades diversas, decorrentes de composição química, textura do material, tensões internas, dentre outras. As causas determinantes da pilha de ação local são:

- inclusões, segregações, bolhas, trincas;
- estados diferentes de tensões e deformações;
- acabamento superficial da superfície;
- diferença no tamanho e contornos de grão;
- tratamentos **térmicos diferentes**;
- materiais de diferentes épocas de fabricação;
- gradiente de temperatura.

A Figura 20 mostra de forma esquemática a pilha de ação local.

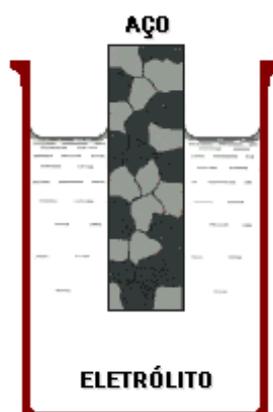


Figura 20: Pilha de Ação Local ([Fonte](#))

5.4.3 – Pilha ativa-passiva

Esta ocorre nos materiais formadores de película protetora, como por exemplo: o cromo, o alumínio, os aços inoxidáveis, titânio, dentre outros. A película protetora se constitui numa fina camada do produto de corrosão que passiva a superfície metálica. Se a película for danificada em algum ponto por ação mecânica e, principalmente pela ação de íons halogenetos (especialmente cloreto), será formada uma área ativa (anódica) na presença de uma grande área passiva (catódica) com o conseqüente aparecimento de uma forte pilha, que proporciona corrosão localizada (Figura 21).



Figura 21 - Pilha Ativa-Passiva ([Fonte](#))

5.4.4 – Pilha de Aeração Diferencial

Esta pilha é formada por concentrações diferentes do teor de oxigênio. Esta pilha também ocorre com frequência em frestas. Apenas as áreas anódicas e catódicas são invertidas em relação àquela. Assim, o interior da fresta, devido a maior dificuldade de renovação do eletrólito, tende a ser menos concentrado em oxigênio (menos aerado), logo, área anódica (Figura 22). Por sua vez, a parte externa da fresta, onde o eletrólito é renovado com facilidade, tende a ser mais concentrada em oxigênio (mais aerada), logo, área catódica. O desgaste se processará no interior da fresta.

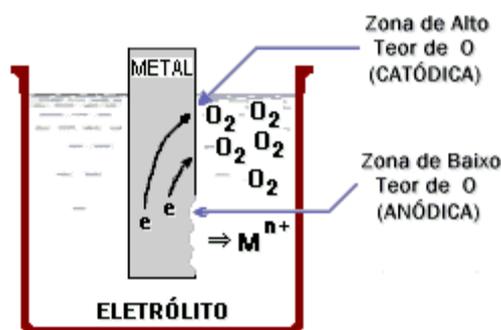


Figura 22: Pilha de Concentração Diferencial de Oxigênio ([Fonte](#))



5.5 – Reações no Processo Corrosivo

5.5.1 – Produtos de Corrosão

As reações que ocorrem nos processos de corrosão eletroquímica são reações de oxidação e redução.

As reações na área anódica (ânodo da pilha de corrosão) são reações de oxidação.

A reação mais importante e responsável pelo desgaste do material é a de passagem do metal da forma reduzida para a iônica (combinada).

- Anódica-oxidação



- Catódica - redução

As reações na área catódica (cátodo da pilha de corrosão) são reações de redução.

As reações de redução são realizadas com íons do meio corrosivo ou, eventualmente, com íons metálicos da solução.

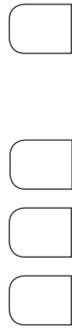


As reações catódicas mais comuns nos processos corrosivos são “a”, “b” e “c” as reações “d” e “e” são menos frequentes, a última aparece apenas em processos de redução química ou eletrolítica.

53

Produtos da corrosão - formação de compostos insolúveis entre o íon do metal e o íon hidroxila.

Ex. hidróxido do metal corroído, ou óxido hidratado do metal.



Quando o meio corrosivo contiver outros íons poderá haver a formação de outros componentes insolúveis e o produto da corrosão pode ser constituído de sulfetos, sulfatos, cloretos, dentre outras.

5.5.2 - Exemplos de Corrosão

• Corrosão do ferro

O exemplo mais conhecido do processo de corrosão é o do ferro.

Uma vez que $E^{\circ}_{\text{red}}(\text{Fe}^{2+}) < E^{\circ}_{\text{red}}(\text{O}_2)$, o ferro pode ser oxidado pelo oxigênio.

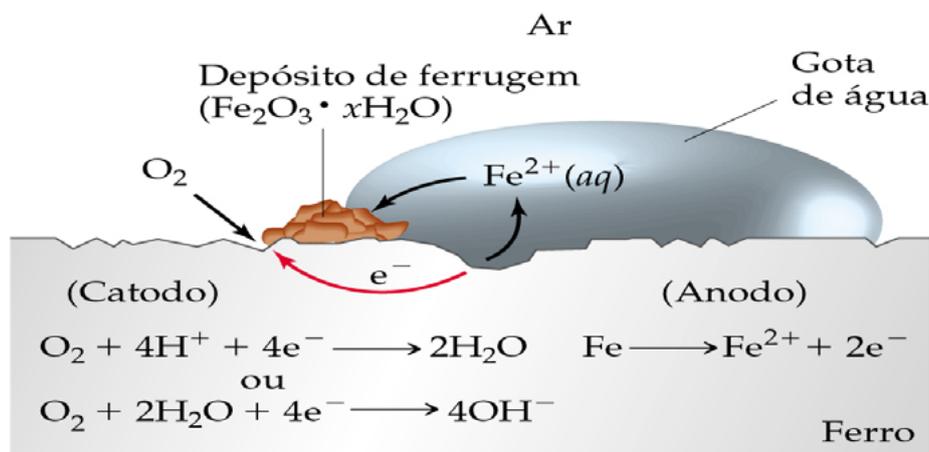
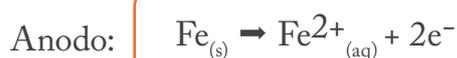
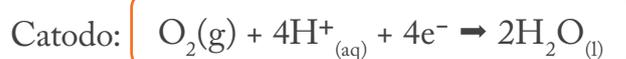


Figura 23 - Processo de corrosão do ferro (BROWN; LEMAY; BURSTEIN, 2005)

O oxigênio dissolvido em água normalmente provoca a oxidação de ferro. A oxidação ocorre no local com a maior concentração de O_2 . O Fe^{2+} inicialmente formado pode ser ainda mais oxidado a Fe^{3+} , que forma a ferrugem, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}_{(\text{s})}$. O processo de corrosão do ferro é mostrado na Figura 23.

54

Essa forte tendência que o ferro apresenta em ser corroído explica a tendência de o aço ser substituído por outras ligas menos sujeitas a estes processos em algumas aplicações. Alguns metais, tais como alumínio, zinco e chumbo, sofrem somente corrosão superficial. Essa camada

impede que o processo de corrosão avance para o interior do material. No caso do ferro, a baixa aderência dos produtos da corrosão e sua solubilidade em água fazem com que a corrosão deste metal seja bastante pronunciada.

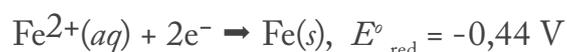
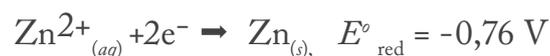
Prevenindo a corrosão do ferro

A proteção de um metal contra a corrosão pode ser feita através de recobrimentos que impeçam o acesso a umidade ao mesmo. As pinturas podem ser usadas com esta finalidade, no entanto, arranhões na mesma podem facilitar o processo de corrosão.

A corrosão pode ser impedida através do revestimento do ferro com tinta ou um outro metal.

O ferro galvanizado é revestido com uma fina camada de zinco.

O zinco protege o ferro, uma vez que o Zn é o anodo e Fe é o catodo:



A Figura 24 mostra o processo de galvanização do Ferro recoberto por uma fina película de Zinco.

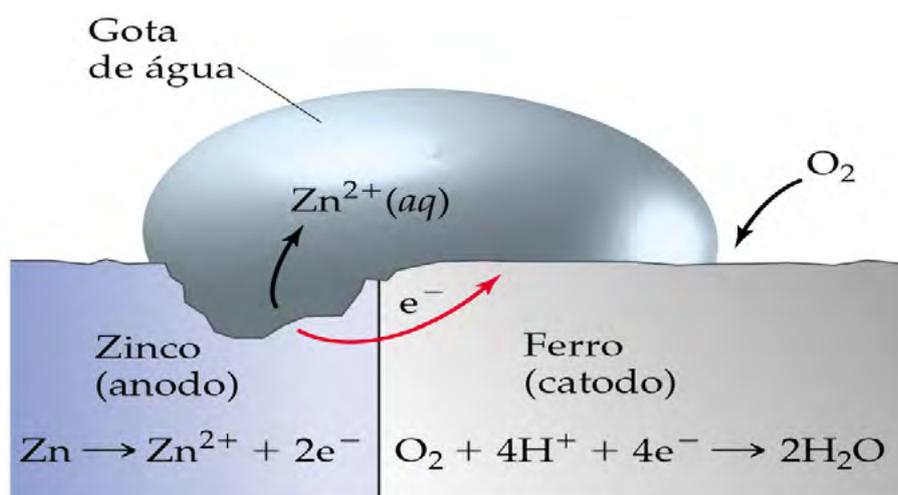
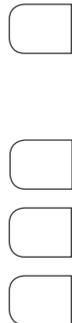


Figura 24 - Galvanização do Ferro (BROWN; LEMAY; BURSTEIN, 2005)



O zinco protege o ferro do contato com água e oxigênio e atua como redutor na pilha formada por ele e o ferro, no caso da cobertura ser riscada. O Fe exposto ao ar, se transforma em Fe^{2+} , que é imediatamente reduzido pelo zinco contido no recobrimento.

Com os potenciais padrão de redução acima, o Zn é mais facilmente oxidável do que o Fe.

Quanto mais negativo o potencial, mais anódica será a sua condição, ou seja, mais sujeito à corrosão. A Tabela 1 mostra a série eletroquímica de alguns metais com seus respectivos potenciais.

METAL	E° (V)	METAL	E° (V)
Magnésio comercial puro	-1,75	Aço acalmado (enferrujado)	-0,4 a -0,55
Liga de magnésio (6% Al, 3% Zn, 0,15% Mn)	-1,60	Aço fundido (não grafitado)	-0,50
Zinco	-1,10	Chumbo	-0,50
Liga de Alumínio (5% Zn)	-1,05	Aço acalmado em concreto	-0,20
Alumínio comercial puro	-0,80	Cobre, Latão e Bronze	-0,20
Aço acalmado (limpo e brilhante)	-0,5 a -0,8	Camada moída sobre aço	-0,20

Tabela 3 - Série Eletroquímica. Fonte: ABRACO – Associação Brasileira de Corrosão. <http://www.abraco.org.br/site/artigo_view/corros2> Acessado em 30/05/2011

Para lembrar: Quanto $> E^\circ$ redução, $>$ tendência a ser reduzido (ganhar elétrons)

Quanto $< E^\circ$ redução, $>$ tendência a ser oxidado (perder elétrons)



Outra forma de proteção contra a corrosão é a que é utilizada nas latas de conservas que encontramos nos supermercados. Um revestimento de estanho tem por objetivo proteger o ferro da lata. A camada de estanho impede o contato do ferro com as substâncias que podem gerar a corrosão do mesmo. Deve-se evitar a compra de latas amassadas, pois a proteção de estanho pode ter sido danificada e, neste caso, o ferro forma uma pilha com o estanho do recobrimento. Como o estanho apresenta potencial de redução mais alto que o do ferro, ele atuará como semi-reação de redução e o ferro como oxidação:



O material contido na lata seria contaminado com íons Fe^{2+} .

Outra forma de proteger o ferro da corrosão é mantê-lo em contato com um metal que seja mais propenso à corrosão que ele (metal com potencial de redução menor que o do ferro). Normalmente se utiliza o metal magnésio para esta finalidade, devido ao seu baixo potencial de redução. Este metal é conhecido como metal de sacrifício. Enquanto existir este metal em contato com o ferro, este será protegido do processo de corrosão. A proteção cessa quando o metal de sacrifício se dissolve totalmente. Este tipo de proteção é muito utilizado em encanamento subterrâneo. O tubo de água é transformado no catodo e um metal ativo é usado como o anodo. Frequentemente, o Mg é usado como o anodo de sacrifício:





A Figura 25 mostra o esquema da tubulação usando um metal de sacrifício.

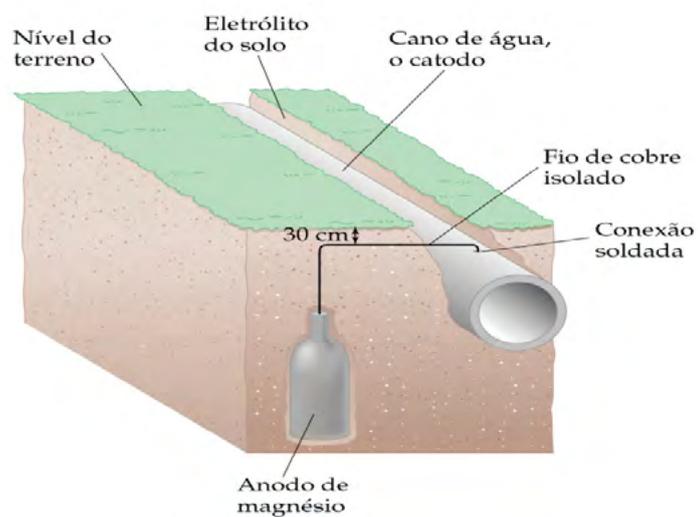


Figura 25 - Esquema da proteção sacrificial de tubulações (BROWN; LEMAY; BURSTEIN, 2005)



Bibliografia

- ATKINS, P. W. **Físico-química**. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1999. 3 v.
- ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. Tradução de Igenez Caracelli, et al. Porto Alegre: Bookman, 2001.
- BOCCHI, N., FERRACIN, L.C., BIAGGIO, S.R. **Pilhas e baterias: Funcionamento e impacto ambiental**. Química Nova na Escola, São Paulo, n. 11, p. 3-9, mai. 2000. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a01.pdf>>. Acesso em 11 maio 2012.
- BRASIL, Ministério do Meio Ambiente, Conselho Nacional de Meio Ambiente, CONAMA, **Resolução CONAMA no. 401/08**, de 04 de Novembro de 2008 – In: resoluções, 2008. Disponível em <<http://www.mma.gov.br>> Acessado em 15 mai 2012.
- BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEIN, B. E. **Química: a ciência central**. 9. ed. Toronto, CA: Pearson/Prentice Hall, 2005
- CARVALHO, L. C.; LUPETTI, K. O.; FATIBELLO-FILHO, O. Um estudo sobre a oxidação enzimática e a prevenção do escurecimento de frutas no ensino médio. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 22, p. 48-50, nov. 2005. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc22/a10.pdf>>. Acesso em: 11 maio 2011.
- CASTELLAN, G. **Fundamentos de físico-química**. Rio de Janeiro: LTC, 1989.
- FRANCISCO-JUNIOR, W. E.; DOCHI, R. S. Um experimento simples envolvendo oxido-redução e diferença de pressão com materiais do dia-a-dia. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 23, p. 49-51, mai. 2006. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc23/a12.pdf>>. Acesso em: 11 maio 2011.
- HIOKA, N.; SANTIN-FILHO, O.; MENEZES, A. J.; YONEHARA, F. S.; BERGAMASKI, K.; PEREIRA, R. V. Pilhas de Cu/Mg construídas com material de fácil obtenção. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 11, p. 40-44, mai. 2000. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a09.pdf>>. Acesso em: 11 maio 2011.



- MENDONÇA, R. J.; CAMPOS, A. F.; JOFILI, Z. M. S. O conceito de oxidação-redução nos livros didáticos de química orgânica do ensino médio. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n.20, p. 45-48, nov. 2004. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc20/v20a08.pdf>>. Acesso em: 11 maio 2011.
- PIRES, A. M., LANFREDI, S., PALMIERI, M. C. Energia elétrica e reações químicas. **Rede São Paulo de Formação Docente**, São Paulo, módulo 4, disciplina 7, 2011.
- WARTHA, E. J., REIS, M. S., SILVEIRA, M. P., GUZZI FILHO, N. J.; JESUS, R. M. A maresia no ensino de química. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 26, p. 17-20, nov. 2007. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc26/v26a05.pdf>>. Acesso em: 11 maio 2011.



GOVERNO DO ESTADO
DE SÃO PAULO

GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO

Governador

Geraldo Alckmin

SECRETARIA ESTADUAL DA EDUCAÇÃO DE
SÃO PAULO (SEESP)

Secretário

Herman Jacobus Cornelis Voorwald



UNIVERSIDADE ESTADUAL PAULISTA

Vice-Reitor no Exercício da Reitoria

Julio Cezar Durigan

Chefe de Gabinete

Carlos Antonio Gamero

Pró-Reitora de Graduação

Sheila Zambello de Pinho

Pró-Reitora de Pós-Graduação

Marilza Vieira Cunha Rudge

Pró-Reitora de Pesquisa

Maria José Soares Mendes Giannini

Pró-Reitora de Extensão Universitária

Maria Amélia Máximo de Araújo

Pró-Reitor de Administração

Ricardo Samih Georges Abi Rached

Secretária Geral

Maria Dalva Silva Pagotto

FUNDUNESP

Diretor Presidente

Luiz Antonio Vane

GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO
Secretaria de Estado da Educação
Secretaria Estadual da Educação de São Paulo (SEESP)
Praça da República, 53
CEP 01045-903 – Centro – São Paulo – SP

UNESP – UNIVERSIDADE ESTADUAL PAULISTA
Pró-Reitoria de Pós-Graduação
Rua Quirino de Andrade, 215
CEP 01049-010 – São Paulo – SP
Tel.: (11) 5627-0561
www.unesp.br

REDEFOR

Rede São Paulo de Formação Docente

REDE SÃO PAULO DE FORMAÇÃO DOCENTE

Pró-Reitora de Pós-graduação

Marilza Vieira Cunha Rudge

Coordenadora Acadêmica

Elisa Tomoe Moriya Schlünzen

Sub-coordenador

Antônio Cezar Leal (FCT/Presidente Prudente)

Equipe Coordenadora

Ana Maria Martins da Costa Santos

Cláudio José de França e Silva

Rogério Luiz Buccelli

Coordenadores dos Cursos

Arte

Rejane Galvão Coutinho (IA/Unesp)

Filosofia

Lúcio Lourenço Prado (FFC/Marília)

Geografia

Raul Borges Guimarães (FCT/Presidente Prudente)

Inglês

Mariangela Braga Norte (FFC/Marília)

Química

Olga Maria M. de Faria Oliveira (IQ Araraquara)

Secretaria/Administração

Vera Reis

Equipe Técnica - Sistema de Controle Acadêmico

Ari Araldo Xavier de Camargo

Valentim Aparecido Paris

Rosemar Rosa de Carvalho Brena



NÚCLEO DE EDUCAÇÃO A DISTÂNCIA DA UNESP

Coordenador Geral

Klaus Schlünzen Junior

Secretaria/Administração

Sueli Maiellaro Fernandes

Aline Gama Gomes

Jessica Papp

João Menezes Mussolini

Suellen Araújo

Sueli Maiellaro Fernandes

Tecnologia e Infraestrutura

Pierre Archag Iskenderian

André Luís Rodrigues Ferreira

Ariel Tadami Siena Hirata

Guilherme de Andrade Lemeszenski

Marcos Roberto Greiner

Pedro Cássio Bissetti

Rodolfo Mac Kay Martinez Parente

Produção, veiculação e Gestão de material

Cauê Guimarães

Dalner Mori Palomo

Elisandra André Maranhe

Erik Rafael Alves Ferreira

Fabiana Aparecida Rodrigues

Jéssica Miwa

João Castro Barbosa de Souza

Lia Tiemi Hiratomi

Lili Lungarezi de Oliveira

Luciano Nunes Malheiro

Márcia Debieux

Marcos Leonel de Souza

Pamela Bianca Gouveia Túlio

Rafael Canoletti Buciotti

Rodolfo Paganelli Jaquetto

Soraia Marino Salum