

ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS DE

# QUÍMICA

2

3<sup>a</sup>  
SÉRIE



## Ensino Médio

Secretaria de  
Educação



GOVERNO DO ESTADO  
**RIO DE JANEIRO**

 /SeeducRJ

 /seeducrj

 /seeducrio

Secretaria de  
**Educação**



**GOVERNO DO ESTADO**  
**RIO DE JANEIRO**

**Governo do Estado do Rio de Janeiro**  
**Secretaria de Estado de Educação**

Comte Bittencourt  
**Secretário de Estado de Educação**

Andrea Marinho de Souza Franco  
**Subsecretária de Gestão de Ensino**

Elizângela Lima  
**Superintendente Pedagógica**

**Coordenadoria de Áreas do Conhecimento**  
Maria Claudia Chantre

**Assistentes**  
Carla Lopes  
Fabiano Farias de Souza  
Roberto Farias  
Verônica Nunes  
Cátia Batista Raimundo

**Texto e conteúdo**

Prof. Fernando Renato Vicente Ferreira **C.E.**  
**Alfredo Neves**  
Prof. Muller da Silva Paulino  
**C.E. Barão de Tinguá**  
Prof. Wilhermyson Lima Leite  
**C.E. Professor Murilo Braga**

**Capa**

Luciano Cunha

**Revisão de texto**

Prof<sup>a</sup> Alexandra de Sant Anna Amancio

Pereira

Prof<sup>a</sup> Andreia Cristina Jacurú Belletti

Prof<sup>a</sup> Andreza Amorim de Oliveira Pacheco.

Prof<sup>a</sup> Cristiane Póvoa Lessa

Prof<sup>a</sup> Deolinda da Paz Gadelha

Prof<sup>a</sup> Elizabete Costa Malheiros

Prof<sup>a</sup> Ester Nunes da Silva Dutra

Prof<sup>a</sup> Isabel Cristina Alves de Castro Guidão

Prof José Luiz Barbosa

Prof<sup>a</sup> Karla Menezes Lopes Niels

Prof<sup>a</sup> Kassia Fernandes da Cunha

Prof<sup>a</sup> Leila Regina Medeiros Bartolini Silva

Prof<sup>a</sup> Lidice Magna Itapeassú Borges

Prof<sup>a</sup> Luize de Menezes Fernandes

Prof Mário Matias de Andrade Júnior

Paulo Roberto Ferrari Freitas

Prof<sup>a</sup> Rosani Santos Rosa

Prof<sup>a</sup> Saionara Teles De Menezes Alves

Prof Sammy Cardoso Dias

Prof Thiago Serpa Gomes da Rocha

Esse documento é uma curadoria de materiais que estão disponíveis na internet, somados à experiência autoral dos professores, sob a intenção de sistematizar conteúdos na forma de uma orientação de estudos.

© 2021 - Secretaria de Estado de Educação. Todos os direitos reservados.

Secretaria de  
Educação



GOVERNO DO ESTADO  
**RIO DE JANEIRO**

## QUÍMICA – ORIENTAÇÃO DE ESTUDOS

### Sumário

1. Introdução	6
2. (AULA 1) - Conceitos Fundamentais de eletroquímica	7
3. (AULA 2) – Eletroquímica aplicada:	10
4. (AULA 3) – Eletrólise	13
5. (AULA 4) ELETRÓLISE DE SOLUÇÕES AQUOSAS USANDO ELETRODOS INERTES	15
6. (AULA 5) – CORROSÃO	19
7. CONSIDERAÇÕES FINAIS	22
8. RESUMO	22
9. INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS	23

Secretaria de  
Educação



GOVERNO DO ESTADO  
**RIO DE JANEIRO**

**DISCIPLINA: QUÍMICA.**

**ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS para QUÍMICA**  
**2º Bimestre de 2021 - 3ª série do Ensino Médio**

**META:**

Identificar e reconhecer conteúdo específicos de Química em conformidade com as exigências curriculares.

**OBJETIVOS:**

Ao final destas Orientações de Estudos, você deverá ser capaz de:

(Calcular a energia elétrica envolvida numa transformação química e compreender a sua aplicação em pilhas e baterias

(Reconhecer o agente redutor e oxidante em uma reação de óxido-redução por meio do cálculo do número de oxidação (NOX) dos elementos;

(Entender o fenômeno da corrosão e de proteção da corrosão a partir da série de reatividade de óxido-redução

## 1. Introdução

Sintonizado com as transformações e novas demandas da educação é necessário destacarmos o uso de recursos tecnológicos de forma a criar melhores ambientes para produção do conhecimento. Pontuar o uso das diferentes formas de aprendizagem com uso da tecnologia, envolve um novo planejamento onde novas contribuições poderão ser de grande importância para sua melhoria. Ampliar o uso destes recursos é importante como processo de transformação pautado em um novo conceito de educação.

Para considerarmos os temas relacionados às Unidades de Conhecimento de Química (UCQ) abordadas no Ensino Médio, devemos construir possibilidades de prática investigativa, possibilitando ao aluno construir, por meio das inúmeras possibilidades teóricas e de modelos existentes, uma relação com sua realidade e ampliando sua compreensão física e social.

Pretendemos aqui iniciar nossos estudos abordando “A química dos sistemas Naturais: Qualidade de Vida e Meio Ambiente” colocando nossos objetivos e relacionando-os com processos Eletroquímicos e a Corrosão. Bons estudos!

## 2. (AULA 1) - Conceitos Fundamentais de eletroquímica

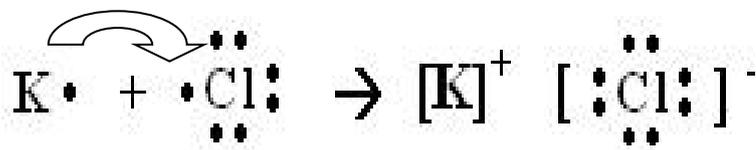
A Eletroquímica é a parte da química que estuda o relacionamento entre a corrente elétrica e as reações químicas:

- Produção de corrente elétrica, através de uma reação química: pilha
- Ocorrência de uma reação química pela passagem da corrente elétrica: eletrólise.

Para melhor entender a eletroquímica, vamos recordar algo sobre oxidação e redução.

- Oxidação: Quando uma espécie química perde elétrons na reação.
- Redução: quando uma espécie química recebe elétrons na reação.

Observe a representação abaixo:



Observe que o potássio (K) doou um elétron para o cloro (Cl), neste caso dizemos que o potássio se oxidou, ou seja, a oxidação é o nome dado a perda de elétrons. É importante ressaltar que para que haja oxidação é necessário que ocorra a redução simultaneamente de outro elemento. A redução é caracterizada pelo ganho de elétrons. No caso da representação acima, observe que o cloro está recebendo o elétron que está sendo doado pelo potássio. Logo, podemos dizer que o cloro está sofrendo redução. Quando isto ocorre em uma reação, dizemos que esta reação é de oxi-redução, pois nela há transferência de elétrons.

Um outro conceito importante é o de agente oxidante e agente redutor. O agente oxidante é aquele que promove a oxidação de alguém, ou seja, faz com que um elemento se oxide. Lembrando que para que um elemento se oxide, outro terá que se reduzir, o elemento que é agente oxidante terá que sofrer redução. O mesmo ocorre com o elemento que é um agente redutor. O agente redutor é aquele que promove a redução de um outro elemento. Neste caso ele terá que sofrer oxidação.

Logo:

Quem sofre **oxidação** é agente **reduzidor**.

Quem sofre **redução** é agente **oxidante**.

\* **Número de oxidação (NOX):**

O número de oxidação representa a carga que o elemento possui. Existem elementos que já possuem um número de oxidação fixo. Alguns outros elementos podem ter NOX variáveis. Os elementos que possuem nox fixo são:

O oxigênio possui NOX= -2, com exceção dos peróxidos.

O hidrogênio possui NOX= +1, com exceção dos hidretos.

Os elementos da família 1 da tabela periódica possuem todos NOX= +1.

Os elementos da família 2 da tabela periódica possuem todos NOX= +2.

Os elementos da família 13 da tabela periódica possuem todos NOX= +3.

Os elementos da família 17 quando estão na ponta de uma molécula possuem NOX=-1.

Os demais elementos que não possuem NOX. fixo.

**Em uma molécula que não possui carga, a soma dos números de oxidação deve ser igual a zero.**

Observe os exemplos abaixo:

HCl--- O hidrogênio está localizado na família 1, portanto seu NOX= +1. Seguindo a regra que as moléculas tem que ter soma de cargas igual a zero temos:

+1 + X= 0, logo X=-1. O número de oxidação do cloro é igual a -1.

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>---- O hidrogênio está localizado na família 1, logo o seu NOX= +1, o oxigênio possui NOX= -2. Agora temos que calcular o NOX para o enxofre (S).

Temos:

H= +1

S= X

O= -2

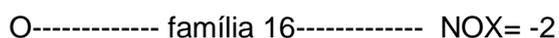
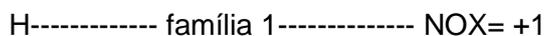
Calculando:

$$2 \times (+1) + X + 4 \times (-2) = 0 \quad \mathbf{X = +6}$$

Observe que o Nox do hidrogênio foi multiplicado por 2, pois na mesma molécula possuímos 2 átomos de hidrogênio. O mesmo acontece com o oxigênio, onde na molécula temos 4 átomos.



Observe que nesta molécula o Cloro não está em uma das pontas da molécula, portanto não podemos definir seu NOX como -1. Neste caso temos que calcular, pois ele é o elemento intermediário na molécula.



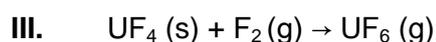
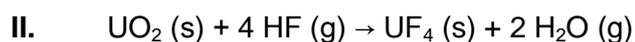
$$\text{Logo:} \quad +1 + X + 2 \times (-2) = 0$$

$$X = 4 - 1$$

$$\mathbf{X = +3}$$

### EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO:

1. (VUNESP 2010) – A hidrazina (N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) e o tetróxido de dinitrogênio (N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) formam uma mistura autoignitora que tem sido utilizada em propulsores de foguetes. Os produtos da reação são nitrogênio e água. Forneça a equação química balanceada para essa reação e a estrutura de Lewis para a molécula do reagente redutor. (Dados: Números atômicos: H = 1; N = 7; O = 8).
2. (FUVEST 2010) – Na produção de combustível nuclear, o trióxido de urânio é transformado no hexafluoreto de urânio, como representado pelas equações químicas:
  - I.  $\text{UO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{UO}_2 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$



Sobre tais transformações, pode-se afirmar, corretamente, que ocorre oxirredução apenas em

- a) I.                      b) II.                      c) III.                      d) I e II.                      e) I e III. 3.

3.(FATEC 2009/2) – Na reação que ocorre no bafômetro, apresentada no texto, o etanol é oxidado a ácido acético e o crômio, inicialmente presente no ânion dicromato, amareloalaranjado, é reduzido ao íon crômio (III), de cor verde. Medindo a alteração da intensidade de cor da solução, é possível estimar o nível de álcool no sangue do motorista . Os números de oxidação do crômio nos íons  $\text{CrO}_4^{2-}$  ,  $\text{Cr}^{3+}$  e do carbono ligado à hidroxila no etanol são, respectivamente,

- a) + 6 ,+3 e -1.                      b) +8, 0 e +4.                      c) +3 ,0 e -2.  
d) +2,+3 e -1.                      e) +6,+3 e 0. 4.

Após a realização dos exercícios, ouça o POODCAST abaixo onde os professores WILHERMYSON, FERNANDO e MULLER apresentam as facilidades para a resolução dos exercícios,



### 3. (AULA 2) – Eletroquímica aplicada:

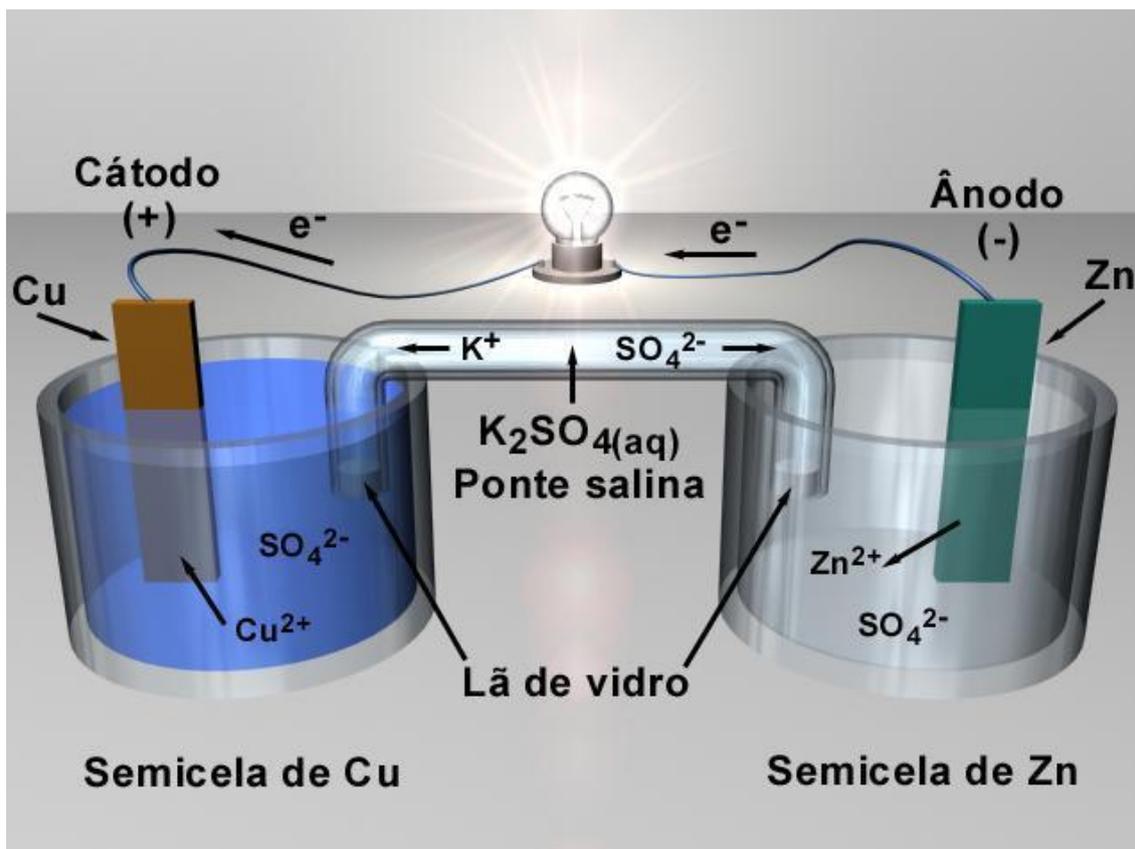
Assista ao vídeo abaixo e vamos desenvolver nossa compreensão sobre a eletroquímica e conhecer o que é uma pilha.



**Pilhas e baterias:** são dispositivos nos quais uma reação espontânea de oxído-redução produz corrente elétrica.

**Eletrólise:** é o processo no qual uma corrente elétrica produz uma reação de oxído-redução

### Pilha de Daniell



A Eletroquímica é a parte da físico-química que estuda a conversão de energia química (que obtém de uma reação química espontânea) em energia elétrica e/ou de energia elétrica em energia química. Célula Galvânica é quando a célula converte energia química em energia elétrica e célula eletrolítica é a célula que converte energia elétrica em energia química. O processo seria denominado espontâneo quando uma vez iniciado ocorre naturalmente.

A geração de uma DDP é feita através do processo de oxirredução. Uma espécie doa o elétron (oxida) e a outra recebe (reduz). Este "caminho" do elétron gera uma Diferença De Potencial (DDP) que é medida em Volt (V), através de um aparelho chamado Voltímetro.

Para montar uma pilha química é preciso montar uma aparelhagem com duas semi-celas, como na ilustração da PILHA DE DANIEL, a pilha Zn/Cu:

Na 2ª semi-cela temos uma solução de sulfato de zinco com uma barra de zinco mergulhada e na 1ª uma solução de sulfato de cobre com uma placa de cobre mergulhada.

Um fio liga a placa de zinco à placa de cobre, atravessando por um voltímetro, que medirá a DDP, ou seja, o potencial de redução ( $E^\circ$ ) da pilha montada. Porém o circuito está aberto ainda, e para fechá-lo é preciso de uma ponte salina, KCl por exemplo.

Nessas condições, podemos dizer que:

Um átomo de  $Zn^\circ_{(s)}$  passa para a solução e deixa dois elétrons na placa;

Esses elétrons saem espontaneamente para o circuito externo e chegam até a placa de cobre;

Os íons de  $Cu^{2+}$  dirigem-se para a placa e captura os dois elétrons;

O átomo de  $Cu^\circ_{(s)}$  assim formado, fica anexado à placa e passa a fazer parte dela.

A partir daí, pode-se explicar algumas evidências:

1-A placa de zinco fica corroída;

2-Concentração de  $Zn^{2+}_{(aq)}$  aumenta;

3-A massa da placa de cobre aumenta;

4- A concentração de  $Cu^{2+}_{(aq)}$  diminui.

Nosso PODCAST está imperdível, os professores WILHERMYSON, FERNANDO e MULLER debatem sobre a história das pilhas e suas inúmeras aplicações em nosso cotidiano.



#### 4. (AULA 3) – Eletrólise

ENERGIA  $\longrightarrow$  eletrólise  $\longrightarrow$  REAÇÕES QUÍMICAS

A ELETRÓLISE É O PROCESSO CONTRÁRIO À PILHA.

Pilha e eletrólise são processos contrários, os sinais do ânodo e cátodo são também invertidos.

##### ÂNODO

Pilha: fornece elétrons , sinal negativo

Eletrólise : recebe elétrons dos ânions do eletrólito e tem sinal positivo.

##### CÁTODO

Pilha: recebe elétrons e tem sinal positivo

Eletrólise : fornece elétrons dos cátions do eletrólito e tem sinal negativo

**ÂNODO** : tanto na pilha como na eletrólise é o local onde ocorre oxidação

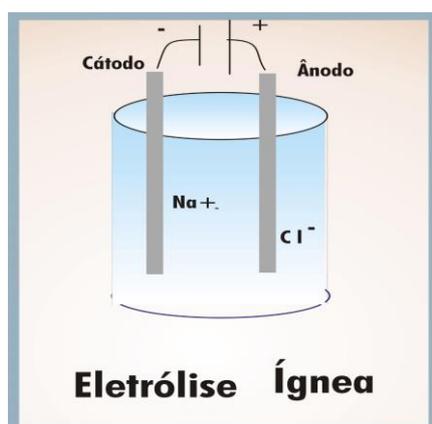
**CÁTODO** : tanto a pilha como na eletrólise é o local onde corre redução.

#### ELETRÓLISE ÍGNEA:

É o processo de decomposição de uma substância iônica fundida por meio da passagem de corrente elétrica.

##### A eletrólise do cloreto de sódio fundido

( um exemplo de eletrólise ígnea )



Ela consiste em um par de eletrodos inertes, digamos, de platina, mergulhados no NaCl fundido (líquido).

Como o ponto de fusão do NaCl é cerca de 800°C, a célula deve operar acima desta temperatura. A bateria ligada por meio do circuito externo tem a finalidade de bombear elétrons para fora do ânodo e para dentro do cátodo.

Os íons de cloro com a sua carga negativa são atraídos ao ânodo, onde perdem um elétron:



os átomos de cloro se juntam, dois a dois, formando gás Cl<sub>2</sub>:



a reação anódica é:



Os íons de sódio positivamente carregados são atraídos para o cátodo, onde cada íon recebe um elétron:

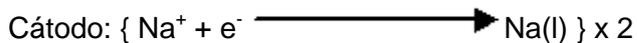


Sendo o ponto de fusão do sódio apenas 98°C, o sódio que se forma permanece líquido e sobe à superfície nas proximidades do eletrodo.

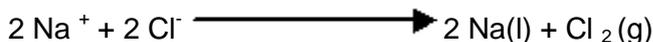
A reação da célula eletrolítica será:



(oxidação)



(redução)



À medida que os íons Cl<sup>-</sup> são removidos no ânodo, outros íons Cl<sup>-</sup> se movem em direção a este eletrodo e tomam lugar dos primeiros. Semelhantemente, a remoção dos íons Na<sup>+</sup> no cátodo acarreta a movimentação de outros Na<sup>+</sup> para esse eletrodo.

A imigração continua de cátions em direção ao cátodo e de ânions em direção ao ânodo

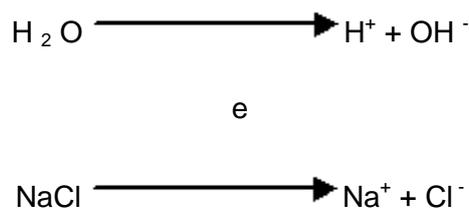
Nosso POODCAST está imperdível, o professor WILHERMYSON irá diferenciar a eletrólise ígnea daquela em solução aquosa.



## 5. (AULA 4) ELETRÓLISE DE SOLUÇÕES AQUOSAS USANDO ELETRODOS INERTES

Se ao invés de usarmos cloreto de sódio fundido, utilizássemos solução aquosa de cloreto de sódio, teríamos um problema:

Tanto a água quanto o cloreto de sódio podem ionizar:



Desta forma teremos uma competição:

- O pólo negativo pode descarregar  $\text{H}^+$  ou  $\text{Na}^+$
- O pólo positivo pode descarregar  $\text{OH}^-$  ou  $\text{Cl}^-$

**O PÓLO NEGATIVO** DESCARREGA EM PRIMEIRO LUGAR,

**O CÁTION DE REDUÇÃO MAIS FÁCIL**

**O PÓLO POSITIVO** DESCARREGA EM PRIMEIRO LUGAR **O ÂNION DE OXIDAÇÃO MAIS FÁCIL**

FACILIDADE DE LIBERAÇÃO DE CÁTIONS - em igualdade de concentrações, o cátion "mais abaixo" é liberado mais facilmente que cátions "mais acima" na tabela:

<b>MENOR</b>	<b>CÁTIONS DE METAIS ALCALINOS</b>
<b>FACILIDADE</b>	<b>CÁTIONS DE METAIS ALCALINOS TERROSOS</b>
	<b>ALUMÍNIO <math>Al^{3+}</math></b>
	<b>HIDROGÊNIO <math>H^+</math></b>
<b>MAIOR</b>	<b>OUTROS METAIS COMO: <math>Mn^{2+}</math></b>
<b>FACILIDADE</b>	<b><math>Zn^{2+}</math></b>
	<b><math>Fe^{2+}</math></b>
	<b><math>Pb^{2+}</math></b>
	<b>METAIS NOBRES COMO: <math>Cu^{2+}</math></b>
	<b><math>Ag^+</math></b>
	<b><math>Hg^{2+}</math></b>
	<b><math>Au^{3+}</math></b>

Assim, o cátion hidrogênio é liberado depois de qualquer cátion de metal, com exceção de metais alcalinos, metais alcalinos terrosos e do cátion alumínio.

FACILIDADE DE LIBERAÇÃO DE ÂNIONS - em igualdade de concentrações os ânions "mais acima" são liberados mais facilmente do que ânions "mais abaixo".

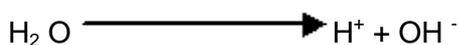
<b>MAIOR</b> Facilidade	Ânions não oxigenados como: $Cl^-$ , $F^-$ , $I^-$ , $S^{2-}$
	Ânions orgânicos como: $R-COO^-$
	$OH^-$ (hidroxidril) )
<b>MENOR</b> facilidade	Ânions oxigenadas como : $NO_3^-$ $SO_4^{2-}$ , $PO_4^{3-}$
	$F^-$

Assim o ânion hidroxila era liberado depois de ânions não oxigenados e ânions orgânicos.

**Agora é com você: Na eletrólise do  $H_2SO_4$  em solução aquosa diluída, como será a reação global ?**

resposta:

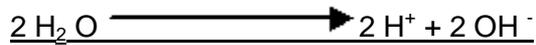
Aqui você tem as possibilidades:



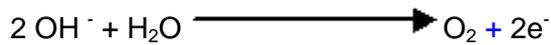


no pólo negativo pode haver a liberação de  $\text{H}^+$  e no pólo negativo a competição entre  $\text{SO}_4^{2-}$  e  $\text{OH}^-$  será vencida por  $\text{OH}^-$

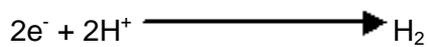
Assim a ionização parcial



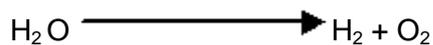
No ânodo onde ocorre a oxidação teremos:



No cátodo onde ocorre redução teremos:



A reação global será:



## Aplicabilidade

**Purificação eletrolítica do cobre:** Faz-se a eletrólise de  $\text{CuSO}_4$  em solução aquosa usando como cátodo um fio de cobre puro e como ânodo um bloco de cobre impuro. Nesse processo, precipita a *lama anódica* que contém impurezas de Au, Ag, Pt, etc., da qual são posteriormente extraídos esses metais.

**Galvanoplastia:** Douração, prateação, niquelação, cromeação, etc., feitas por via eletrolítica.

### Aplicações da eletrólise:

- Obtenção de metais (Al, Na, Mg)
- Obtenção de NaOH,  $\text{H}_2$  e  $\text{Cl}_2$
- Purificação eletrolítica de metais
- Galvanoplastia

## Exercícios

1. Equacionar as reações do catodo e anodo, e dizer quais são os produtos finais obtidos na eletrólise aquosa de cloreto de ouro III.

2. (Fuvest-SP) Michel Faraday eletroquímico cujo segundo centenário se comemorou em 1991, comentou que: "uma solução de iodeto de potássio e amido é o mais admirável teste de ação eletroquímica" pelo aparecimento de uma coloração azul, quando da passagem de corrente contínua.

- Escreva a equação que representa a ação da corrente elétrica sobre o iodeto.
- Em que pólo surge a coloração azul? Justifique sua resposta.

3. Na eletrólise de uma solução aquosa diluída de ácido sulfúrico,

- Quais são os gases formados?
- O que ocorre com a concentração da solução?
- Escrever a equação global.

1. Como ocorre a cromação de peças de automóveis?

2. Como acontece a galvanização das peças de ferro para evitar a corrosão?

3. Como recarregamos uma bateria de automóveis?

Nosso POODCAST está imperdível, os professores WILHERMYSON, FERNANDO e MULLER debatem sobre os exercícios até aqui realizados e sobre a aplicação dos processos eletrolíticos em nossa vida.

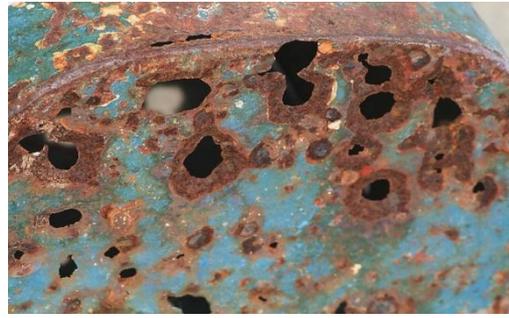


## 6. (AULA 5) – CORROSÃO

Muitas reações químicas espontâneas ocorrem na Natureza, como a variação de cor dos produtos alimentícios, durante sua decomposição, a formação de óxidos em superfícies metálicas, descaracterizando-os.



**Material corroído**



**Latão corroído**

Para entender a maioria destas transformações, devemos lembrar que cada elemento químico é formado por estruturas totalmente diferentes umas das outras, até mesmo tratando-se das partículas subatômicas que os compõe, gerando portando um comportamento diferente destes elementos na formação dos compostos com maior estabilidade.

Na busca pela estabilidade os elementos podem perder ou ganhar elétrons, gerando alteração em seu número de oxidação (nox), este potencial de perda ou ganho denomina-se POTENCIAL PADRÃO DE REDUÇÃO (em volts).

Podemos prever se uma reação química é espontânea ou não através da

Semi-reação	E° (V)	Semi-reação	E° (V)
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3,05	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0,40
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{K}(\text{s})$	-2,93	$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	+0,53
$\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ba}(\text{s})$	-2,90	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0,68
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}(\text{s})$	-2,87	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0,77
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2,71	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0,80
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,3	$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg}(\text{l})$	+0,85
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1,66	$2\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$	+0,92
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{s})$	-1,18	$\text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$	+1,07
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{s})$	-0,74	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,44	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	+1,36
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0,40	$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}(\text{s})$	+1,50
$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}(\text{s})$	-0,28	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,25	$\text{PbO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,70
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0,13	$\text{Co}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq})$	+1,82
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0,00	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+2,07
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0,13	$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-(\text{aq})$	+2,87
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+(\text{aq})$	+0,15		
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34		

TABELA DE POTENCIAL DE REDUÇÃO dos elementos químicos.

Grande parte dos materiais metálicos deteriora-se com o uso, quando expostos a ambientes oxidantes ou corrosivos. Como não é possível eliminar de todo a corrosão, a melhor maneira de garantir um bom projeto de engenharia, está nos processos de controle da corrosão. A corrosão (figuras 27 e 28) pode ser definida como uma deterioração dos metais provocada por uma reação de oxi-redução.

A corrosão eletroquímica atua como uma pilha, vamos exemplificar a corrosão que ocorre em uma barra de ferro na presença de ácido clorídrico (HCl), com auxílio da tabela de potenciais.





Observe pelas reações que o valor de potencial do hidrogênio em solução (ácido) é maior que a do metal (ferro), logo quem possui maior potencial de redução irá reduzir, a outra substância, no entanto, deverá fluir sua equação no sentido da oxidação.



Chamamos de **catodo** a semi-pilha ou eletrodo que irá receber os elétrons da reação e de anodo, o eletrodo que produz os elétrons na reação.



Falamos neste caso, que ocorreu a corrosão de metal (ferro), pois a formação de seu íon correspondente, indica que o metal passou para sua forma solúvel, ocorrendo portanto o desgaste do material.

Para conclusão de nossos estudos em ELETROQUÍMICA, nosso POODCAST está imperdível, os professores WILHERMYSON, FERNANDO e MULLER fazem uma revisão dos conteúdos e dão ênfase aos processos de proteção contra a corrosão, aproveitem!



## 7. CONSIDERAÇÕES FINAIS

Devemos lembrar que os estudos relacionados ao Eletroquímica são fundamentais na conversão de energia química em energia elétrica e com ampla aplicação tecnológica em nosso cotidiano.

A corrosão é um processo espontâneo, porém podemos utilizar os conhecimentos adquiridos no estudo destes processos, para permitir a produção de tecnologias capazes de aumentar a vida útil dos materiais e equipamentos trazendo grande economia para nossa indústria.

## 8. RESUMO

Nos estudos da eletroquímica os fenômenos que ocorrem de forma espontânea (PILHA) ou não (ELETRÓLISE) São estudados, quando não existe fluxo de corrente elétrica e para as condições, que apresentam fluxo de corrente elétrica entre ambos os lados, nos permitindo compreender as semi reações que ocorrem no catodo e no anodo. A moderna eletroquímica tem várias aplicações.

De fato, o campo da eletroquímica envolve hoje um grande campo de fenômenos (a eletroforese, a corrosão) e aplicações interessantes como na eletrodeposição de metais, metalurgia de metais com elevada pureza, produção de produtos químicos.

Os fenômenos eletroquímicos são responsáveis pela corrosão metálica, que causa grandes prejuízos às instalações industriais. Muitas fontes de energia (baterias primárias e secundárias) têm uso em muitos campos da tecnologia.

## 9. INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS

ARAGÃO, M. J. **História da Química**. 1 ed. São Paulo: Interciência, 2008

ATKINS, Peter. **Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**.

FELTRE, Ricardo. **Fundamentos de Química**: vol. único. 4<sup>a</sup>.ed. São Paulo: Moderna, 2005.

MENDES, Aristênio. **Elementos de Química Inorgânica**, Fortaleza, 2005

BROWN, Lawrence S.; HOLME, Thomas A. **Química geral aplicada à engenharia**. Cengage, 2009.

RUSSEL, John B. **Química geral**. V. 1 e v. 2.