

## 1- Reações de Oxirredução

Sempre que houver variação no valor do número de oxidação (NOx) de alguns elementos presentes em uma reação, podemos classificá-la como uma *reação de oxirredução*. Neste processo teremos a transferência de elétrons de uma espécie à outra sendo que a perda ou o ganho destes elétrons nunca ocorrerão isoladamente e sim, simultaneamente.

A espécie que sofre a oxidação durante a reação é aquela que perde elétrons, fazendo com que o valor do NOx de um determinado elemento aumente durante o processo. Já na redução, outra espécie receberá estes elétrons e consequentemente o NOx terá um abaixamento em seu valor.

**Lembre-se que só haverá oxidação se houver também a redução.**

A espécie que sofre a oxidação é chamada de agente redutor, e a que sofre redução é o agente oxidante do processo.

Em uma reação de oxirredução, tanto o agente redutor quanto o oxidante devem ser os reagentes do processo e não as espécies envolvidas que estejam nos produtos, pois são os reagentes os responsáveis pela transferência dos elétrons e o consequente acontecimento da reação de redox.

Reações de oxirredução	
<b>Oxidação:</b> <ul style="list-style-type: none"><li>* Perda de elétrons;</li><li>* Nox aumenta;</li><li>* É o agente redutor.</li></ul>	<b>Redução:</b> <ul style="list-style-type: none"><li>* Ganho de elétrons;</li><li>* Nox diminui;</li><li>* É o agente oxidante.</li></ul>

### 1.1-Balanceamento de oxirredução

Algumas reações de oxirredução podem ser balanceadas utilizando o método das tentativas que oferece uma obtenção mais rápida dos coeficientes da reação. Porém, outras reações de redox serão mais complexas e o balanceamento por tentativas se tornará um processo mais longo e complicado. Nesses casos, uma alternativa para conseguir equilibrar os coeficientes estequiométricos, seria um método específico de balanceamento para este tipo de reação que será descrito a seguir.

#### Princípio básico

$$\text{Total de elétrons cedidos pelo redutor} = \text{Total de elétrons recebidos pelo oxidante}$$

Regras para o balanceamento:

- 1- Determinar, na equação química, qual espécie se oxida e qual se reduz.
- 2- Encontrar os  $\Delta_{\text{oxid}}$  e  $\Delta_{\text{red}}$ :

$\Delta_{\text{oxid}}$  = número de elétrons perdidos x maior atomicidade do elemento

$\Delta_{\text{red}}$  = número de elétrons recebidos x maior atomicidade do elemento

- 3- Se possível, os  $\Delta_{\text{oxid}}$  e  $\Delta_{\text{red}}$  podem ser simplificados.
- 4- Para igualar os elétrons nos processos de oxidação e redução: Inverte-se os valores de  $\Delta_{\text{Nox}}$  da seguinte forma:
  - O  $\Delta_{\text{oxid}}$  se torna o coeficiente da substância que contém o átomo que se reduz.
  - O  $\Delta_{\text{red}}$  se torna o coeficiente da

# ELETROQUÍMICA



substância que contém o átomo que se oxida.

- 5- Os coeficientes das demais substâncias são determinados por tentativas, baseando-se na conservação dos átomos.

Exemplos:



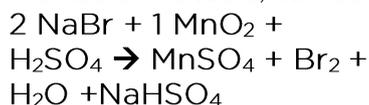
O Br sofre oxidação e seu NO<sub>x</sub> varia de -1 para 0. Esta oxidação envolve 1 elétron e a atomicidade do Br no NaBr é 1, logo temos que:

$$\Delta_{\text{oxid}} = 1 \times 1 = 1$$

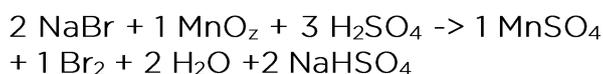
O Mn sofre redução e seu NO<sub>x</sub> varia de + 4 para + 2. Esta redução envolve 2 elétrons e a atomicidade do Mn no MnO<sub>2</sub> é 1, logo temos que:

$$\Delta_{\text{red}} = 2 \times 1 = 2$$

Invertendo os coeficientes obtidos, como manda o método, temos:



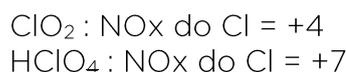
Para os outros coeficientes deve ser usado o método de tentativa:



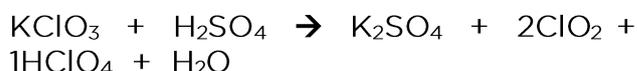
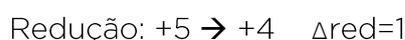
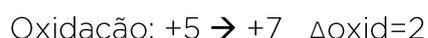
Observe o que acontece quando o clorato de potássio reage com ácido sulfúrico.



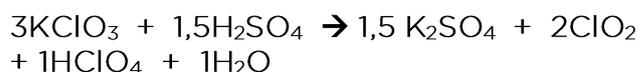
Repare que só os átomos de cloro têm os números de oxidação variando.



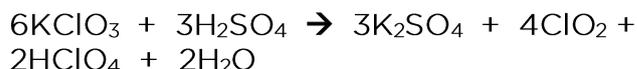
Isto significa que parte dos átomos de cloro presente no KClO<sub>3</sub> se oxida e outra parte se reduz. Assim, para efeito de acerto de coeficientes, as variações dos números de oxidação ( $\Delta \text{nox}$ ) devem ser relacionados aos coeficientes dos produtos. Então, teremos:



Agora, procedemos da mesma maneira como nos casos anteriores, completando os outros coeficientes por tentativas. O resultado é:

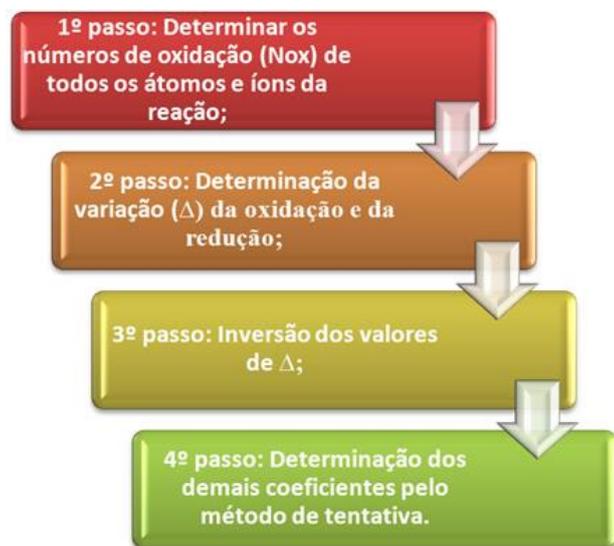


Respeitando-se os valores de  $\Delta \text{nox}$ , surgiram coeficientes fracionários, mas, por convenção, representam-se os coeficientes com os menores números inteiros; portanto, no caso dessa equação, todos os coeficientes obtidos serão multiplicados por 2. A equação na forma final fica:

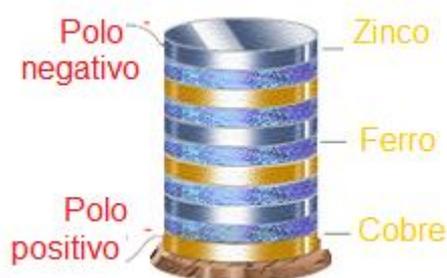


Reações desse tipo, em que parte dos átomos de um mesmo elemento se oxida e outra se reduz, são identificadas como reações de auto-oxirredução ou desproporcionamento.

Resumindo:



## 2- Pilhas

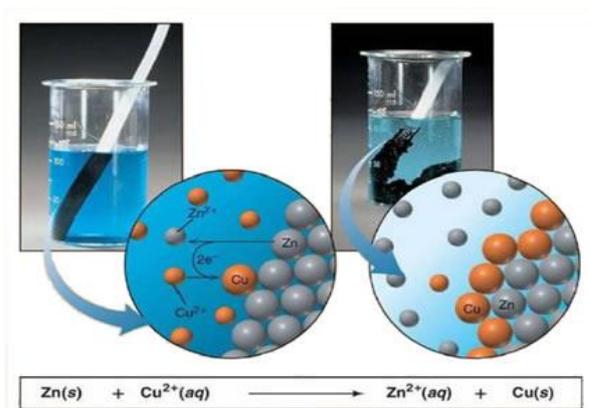


A história das pilhas começou em 1800, quando o cientista italiano Alessandro Volta (1745-1827) construiu a primeira delas. Volta simplesmente empilhou (por isso, o nome "pilha") pequenos discos de zinco e cobre, separando-os com pedaços de um material poroso — como o feltro — embebidos em uma solução diluída de ácido sulfúrico (solução boa condutora de corrente elétrica).

Na pilha de Volta ocorre uma reação de oxidação do zinco, que libera elétrons. Estes, por sua vez, fluem por um fio metálico e constituem a corrente elétrica. Simultaneamente acontece uma redução

do cobre que captura esses elétrons que vieram da oxidação do zinco. O zinco possui maior potencial de oxidação que o cobre, por isso ele se oxida e o cobre se reduz.

Algo semelhante acontece quando mergulhamos uma placa de zinco em uma solução de sulfato de cobre. Trata-se de uma reação de deslocamento (todo deslocamento é também uma reação de oxirredução).



É possível perceber que todas as reações de oxirredução envolvem trocas de elétrons entre "quem" sofre oxidação (agente redutor) e "quem" sofre redução (agente oxidante). As pilhas são simplesmente aparelhos construídos para que os elétrons transferidos de uma espécie química para outra possam fluir através de um fio metálico e, conseqüentemente, ser aproveitados para a produção de corrente elétrica.

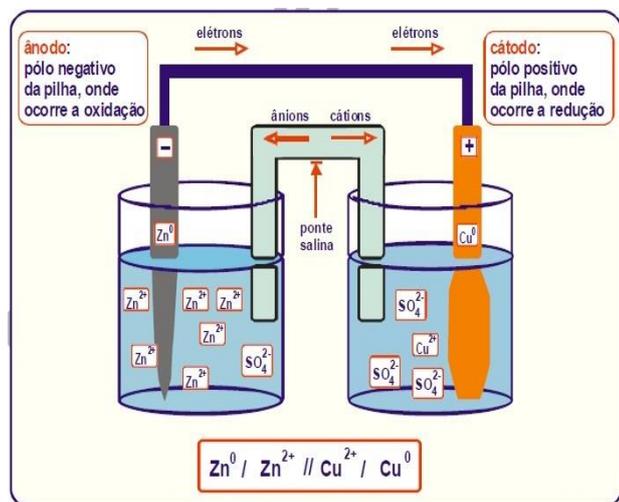
As pilhas utilizam uma reação química de oxirredução espontânea para produzir corrente elétrica.

### 2.1- ENERGIA QUÍMICA CONVERTIDA EM ENERGIA ELÉTRICA

Em 1836, o cientista inglês John Frederic Daniell (1790-1845) teve a ideia de separar fisicamente os metais zinco e cobre da experiência descrita anteriormente. Ele criou dois compartimentos: um com uma placa de zinco imersa em uma solução de sulfato de zinco (eletrodo de zinco) e outro com uma placa de cobre imersa em uma solução de sulfato de cobre (eletrodo de cobre). Conectou, então, as duas placas

# ELETROQUÍMICA

com um fio metálico adaptado a uma lâmpada, a qual se acendeu, indicando a passagem de corrente (o fluxo de elétrons pelo fio produziu corrente elétrica). Assim, foi criada a pilha de Daniell.



Para entendermos melhor a origem da corrente elétrica na pilha de Daniell, observe acima a aparência da pilha após algum tempo.

A lâmina de zinco apresenta-se corroída porque sofreu oxidação. Observe:

$Zn^0_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$  (o eletrodo em que ocorre a oxidação é chamado **ânodo** da pilha)

Os átomos de zinco metálico ( $Zn^0$ ) são perdidos para a solução na forma de cátions  $Zn^{2+}$ , o que explica a diminuição de tamanho da lâmina, isto é, sua corrosão.

Os elétrons liberados na oxidação do zinco percorrem o fio condutor (exatamente como na pilha de Volta). O eletrodo de zinco é, portanto, aquele que fornece os elétrons — partículas de carga negativa — que constituem a corrente elétrica. Por isso, esse eletrodo é chamado pólo negativo da pilha.

Quando os elétrons chegam à lâmina de cobre, eles começam a promover a redução dos íons cobre II dissolvidos na solução:

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$  (o eletrodo em que ocorre redução é o chamado **catodo** da

pilha)

Isso explica por que a lâmina de cobre aumenta de tamanho. Isso ocorre por causa do depósito de mais átomos de cobre metálico ( $Cu^0$ ) em sua estrutura. É também por essa razão que a coloração azul, característica de  $Cu^{2+}$  em solução, perde intensidade. Como eles estão deixando a solução para formar cobre metálico, é natural que a intensidade da cor diminua. Na pilha de Daniell, o pólo positivo (para onde se dirigem os elétrons) é o eletrodo de cobre.

O acúmulo de cátions  $Zn^{2+}$  na solução do eletrodo de zinco poderia se tornar um problema para o funcionamento da pilha. Isso porque a alta concentração desses íons começaria a “forçar” a reação inversa da oxidação (a redução) do zinco ( $Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$ ), exatamente o oposto do que é necessário para a produção da corrente elétrica. Mas isso não acontece, por causa da presença da ponte salina.

A ponte salina é constituída por um tubo em “U” preenchido com uma solução saturada de cloreto de potássio. A função da ponte salina é permitir o escoamento de íons de uma solução para a outra e o consequente funcionamento da pilha.

A representação simplificada para a pilha de Daniell é:

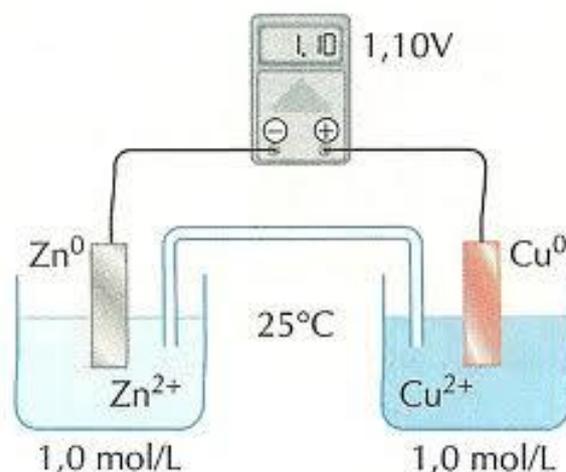


Observa-se que o zinco sofre oxidação (passa de zinco metálico para cátion zinco) e corresponde ao **ânodo** e **pólo negativo** da pilha. O cobre sofre redução (passa de cátion cobre II para cobre metálico) e corresponde ao **cátodo** e ao **pólo positivo** da pilha.

O fluxo de elétrons acontece, então, do eletrodo de zinco para o de cobre. Contudo, o sentido da corrente elétrica é considerado sempre como o inverso do caminho percorrido pelos elétrons. Nesse caso, o sentido da corrente é do cobre para

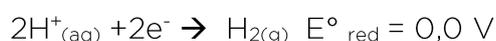
o zinco.

A equação global dessa pilha é:



Não é possível medir isoladamente o potencial-padrão de um eletrodo, pois são necessários dois fenômenos simultâneos: a oxidação e a redução.

Por isso, é preciso ter sempre dois eletrodos: um em que ocorra oxidação, e outro para ocorrer redução. Lembre-se também de que é necessário um eletrodo de referência, ao qual será atribuído o potencial zero. O escolhido, por convenção, foi o eletrodo de hidrogênio:



Esse eletrodo é constituído por gás hidrogênio à pressão de 1 atmosfera e temperatura de 25 °C, borbulhado em solução ácida, onde a concentração dos íons  $\text{H}^{+}$  vale 1 mol/L — condições estabelecidas pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC).

### 3.1- Potenciais e espontaneidade de uma reação

Os metais, em sua maioria, são encontrados em combinação com outros elementos e, por isso, classificados como substâncias compostas. Alguns metais (como ouro, prata, mercúrio e cobre) são encontrados sem essa combinação e denominados substâncias simples.

Uma dúvida frequente é por que só alguns

## 3- Tensão elétrica de uma pilha

A tensão elétrica de uma pilha pode ser denominada **diferença de potencial** (ddp), “voltagem”, ou ainda força eletromotriz (*fem*). Na verdade, a *fem* corresponde à ddp da pilha quando esta não estiver em funcionamento.

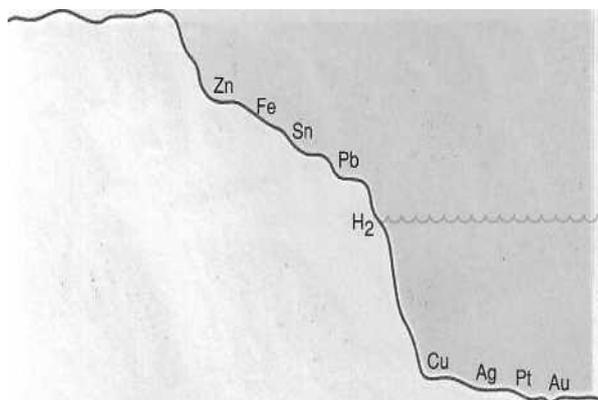
É preciso saber que a tendência que o zinco apresenta em sofrer oxidação pode ser quantificada em +0,76 V (potencial de oxidação). Já a tendência do cobre II em sofrer redução é quantificada em +0,34 V (potencial de redução). Na pilha de Daniell, esses efeitos se somam: o zinco “doa” seus elétrons pelo fio em direção ao eletrodo de cobre, onde eles são “capturados” pelos íons cobre II. A soma desses efeitos é a ddp da pilha. Nesse caso:

$$\text{ddp} = +0,76 \text{ V} + 0,34 \text{ V} = +1,10 \text{ V}$$

metais são encontrados puros na natureza, e outros, como o ferro, são encontrados combinados com, por exemplo, o oxigênio, como na hematita — principal minério de ferro (fórmula  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), ou como o estanho, combinado também com o oxigênio, na cassiterita — minério de fórmula  $\text{SnO}_2$ .

## 3.2- Potenciais de oxidação e redução

Metais IA, IIA e Al



Para entender o que são potenciais de oxidação e de redução dos metais, vejamos a ilustração a seguir:

Nessa ilustração foram colocados os metais mais comuns em nosso cotidiano. Quanto mais alto eles estão localizados na “montanha”, maior é seu potencial de oxidação, isto é, sua tendência em sofrer oxidação (perder elétrons).

Observe que o ferro está localizado acima da platina. Isso revela sua maior tendência em sofrer oxidação, o que torna impossível encontrá-lo puro na natureza.

Já com a platina ocorre o oposto. Percebe-se que, pela posição que ocupa na “montanha”, sua tendência é permanecer na forma reduzida ( $\text{Pt}^0$ ), ou seja, na forma pura ou de substância simples.

O sódio também não é encontrado na sua forma metálica, livre na natureza, mas sempre combinado. É abundante na água do mar, na forma de cloreto ( $\text{NaCl}$ ).

## 3.3- Eletrodo padrão de hidrogênio

É impossível medir o potencial absoluto de um eletrodo metálico. Dessa forma, foi necessário adotar um padrão e atribuir um valor a esse padrão. Para tanto, o padrão escolhido foi o hidrogênio, já que o  $\text{H}^+$  é o cátion mais comum em soluções aquosas, pois é produzido a partir da ionização da água.

O valor atribuído para o eletrodo padrão de hidrogênio foi zero, nas seguintes condições padrão:

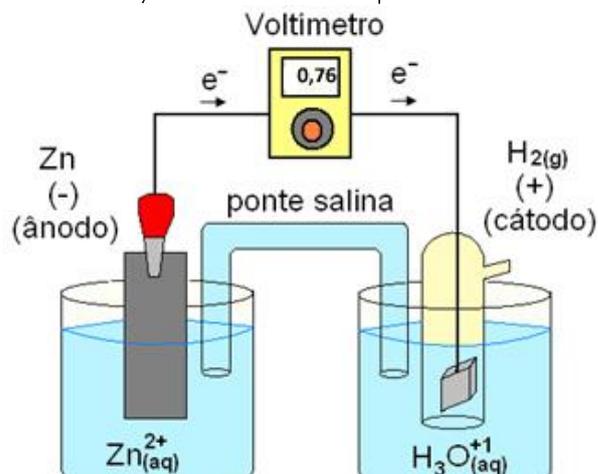
Concentração de  $\text{H}^+$  (aq) = 1 mol/L

Temperatura = 25°C

Pressão = 1 atm

Estabelecidas as condições, os metais foram confrontados com esse eletrodo padrão.

A ilustração abaixo corresponde a determinação do eletrodo padrão do zinco



Neste exemplo, o zinco oxida e o  $\text{H}^+$  reduz, sendo que o valor obtido corresponde ao potencial padrão de oxidação do zinco.

## 3.4-Tabela de potenciais

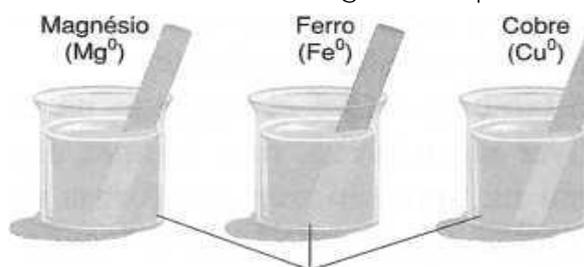
Os químicos conseguiram quantificar a tendência que os metais têm de sofrer oxidações e reduções. Criaram, assim, a tabela dos potenciais.

$\text{Li}^+ + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Li}$	$E_{\text{red}}^0 = -3,045 \text{ V}$
$\text{Mg}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	$E_{\text{red}}^0 = -2,375 \text{ V}$
$\text{Al}^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Al}$	$E_{\text{red}}^0 = -1,66 \text{ V}$
$\text{Mn}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	$E_{\text{red}}^0 = -1,18 \text{ V}$
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,76 \text{ V}$
$\text{Cr}^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,74 \text{ V}$
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,44 \text{ V}$
$\text{Co}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Co}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,28 \text{ V}$
$\text{Ni}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,24 \text{ V}$
$\text{Pb}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,13 \text{ V}$
$\text{Fe}^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,036 \text{ V}$
$2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \quad E_{\text{red}}^0 = 0,00 \text{ V}$	
$\text{Cu}^+ + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,15 \text{ V}$
$\text{Sn}^{4+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,15 \text{ V}$
$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,34 \text{ V}$
$\text{Fe}^{3+} + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,77 \text{ V}$
$\text{Ag}^+ + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,80 \text{ V}$

$$E^0 = E_{\text{red}}^0 = - E_{\text{ox}}^0$$

Note as setas de “ida e volta” presentes na tabela anterior. O sentido de “ida” indica a redução do cátion metálico à sua forma metálica. A “volta” indica a oxidação do metal. Observe que o valor do potencial de redução é igual ao de oxidação, mas com o sinal invertido. Por exemplo, se o potencial de oxidação do lítio é de +3,05 volts, seu potencial de redução será de -3,05 volts, sendo este último um valor muito baixo que confirma a alta inclinação do lítio a se apresentar sempre na forma oxidada ( $n_{\text{ox}} = +1$ ).

Observe de que maneira essa tabela pode ser útil. Considere a seguinte experiência:



Solução de ácido clorídrico ( $[\text{H}^+] = 1 \text{ mol/L}$ )

Em qual (ou quais) desses casos a lâmina sofrerá corrosão, isto é, oxidação? Note que tanto o magnésio ( $E_{\text{ox}}^0 = +2,37 \text{ V}$ ) quanto o ferro ( $E_{\text{ox}}^0 = +0,44 \text{ V}$ ) apresentam um potencial de oxidação maior que o do hidrogênio ( $E_{\text{ox}}^0 = 0,00 \text{ V}$ ); já o do cobre ( $E_{\text{ox}}^0 = -0,34 \text{ V}$ ) é menor.

Isso significa que ambos (magnésio e ferro) sofrerão corrosão (oxidação) na presença do íon  $\text{H}^+$ .

Sempre que a ddp ( $E_{\text{ox}}^0 + E_{\text{red}}^0$ ) de uma reação de oxirredução for positiva, temos um processo espontâneo.

## 4-Eletrólise

A eletrólise envolve reações de oxirredução não espontâneas que, para acontecerem necessitam do fornecimento de energia elétrica.

Em uma eletrólise a energia elétrica “força” a ocorrência de uma reação química.

Um exemplo de eletrólise é o sal de cozinha, que, espontaneamente, jamais se transformaria em sódio metálico ( $\text{Na}^0$ ) e em gás cloro ( $\text{Cl}_2$ ). Em um processo eletrolítico, contudo, isso pode acontecer.

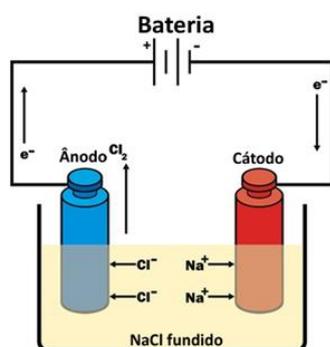
Com a eletrólise, é possível revestir quaisquer peças (metálicas ou não) com cobre (cobreagem), zinco (zincagem), cromo (cromagem), prata (prateação), ouro (douração) etc. Costuma-se chamar

# ELETROQUÍMICA

esse processo que produz um revestimento metálico de **galvanização**. É também pela eletrólise que se obtêm muitos metais importantes a partir dos seus minérios, como o alumínio, a partir da bauxita.

## 4.1-Eletrólise Ígnea

Agora vamos estudar a eletrólise do sal de cozinha, citada anteriormente. Toda eletrólise requer uma aparelhagem como mostra a figura a seguir:



Para que a eletrólise ocorra, o líquido contido na cuba eletrolítica deve ser condutor de corrente elétrica; por isso, não se pode usar o NaCl que é sólido, em temperatura ambiente. O que se pode fazer é **fundi-lo** — nesse caso, tem-se a **eletrólise ígnea**. A fusão do NaCl ocorre a 808 °C; nessa temperatura, os íons Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup> podem movimentar-se livremente (uma vez que estão no estado líquido), e a eletrólise pode acontecer.

A bateria fornecerá elétrons pelo seu pólo negativo. Esses elétrons, ao atingirem o eletrodo de platina (ou grafite), definirão qual será o **pólo negativo** da cuba eletrolítica. Esse pólo atrairá os **cátions** — no caso, Na<sup>+</sup> — presentes no líquido que está sendo eletrolisado. Por essa razão, nas cubas eletrolíticas, o **pólo negativo** é o **cátodo**.

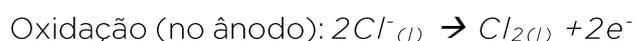
Enquanto as pilhas geram corrente elétrica, a eletrólise consome essa mesma corrente. Isso causa uma diferença de definição do cátodo e do ânodo.



No cátodo da cuba eletrolítica, os cátions Na<sup>+</sup> presentes no líquido que está sendo eletrolisado recebem elétrons e sofrem redução:



Enquanto isso, no polo positivo, que atrai os ânions (e por isso é chamado ânodo), os íons cloreto (Cl<sup>-</sup>) liberam elétrons e sofrem oxidação:



Esses elétrons liberados no ânodo fluem pelo fio metálico até atingirem o polo positivo do gerador, fechando o circuito. Portanto, têm-se uma corrente formada por elétrons no fio metálico e uma corrente formada por íons no líquido eletrolisado.

De acordo com a terminologia química, dizemos que na eletrólise ígnea do cloreto de sódio, o sódio metálico foi descarregado (depositado) no cátodo, e o cloro gasoso foi descarregado (liberado) no ânodo.

## 4.2-Eletrólise Aquosa

A eletrólise da solução aquosa de NaCl ocorre por causa da dissociação iônica do sal, que produz uma solução boa condutora de eletricidade:

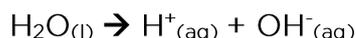
É possível eletrolisar uma solução aquosa com cloreto de sódio dissolvido (eletrólise

# ELETROQUÍMICA

aquosa); porém, os produtos são diferentes daqueles formados pela eletrólise ígnea.



Surge, porém, uma nova situação: a presença das moléculas de água e de seus íons:



## A REDUÇÃO NO CÁTODO

A redução do cátion  $\text{Na}^+$  ou do  $\text{H}^+$  dependerá dos potenciais de redução dessas espécies. O cátion  $\text{Na}^+$ , por ter potencial de redução ( $E^{\circ}_{\text{red}} = -2,71\text{V}$ ) menor do que do  $\text{H}^+$  ( $E^{\circ}_{\text{red}} = 0,0\text{V}$ ), não será reduzido; portanto, quem se reduz é o cátion  $\text{H}^+$ :



Nas eletrólises os íons envolvidos não precisam obrigatoriamente apresentar-se nas condições-padrão (concentração 1 mol/L e temperatura de 25 °C). Por isso, em vez de consultar a tabela de potenciais-padrão (que poderia nos induzir a alguns enganos), devemos utilizar uma outra tabela, determinada experimentalmente, que demonstra a descarga preferencial. Observe:

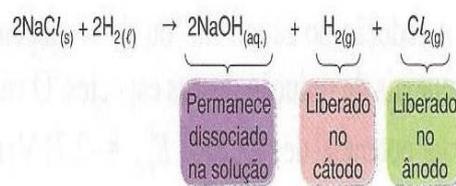
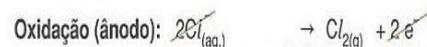
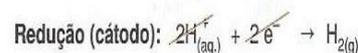
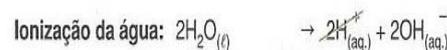
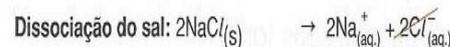
## A OXIDAÇÃO NO ÂNODO

Por meio de um raciocínio análogo ao anterior, conclui-se que o ânion  $\text{Cl}^-$  sofre oxidação preferencial em relação ao  $\text{OH}^-$ . Veja como funciona a prioridade de descarga no ânodo

Assim, a reação de oxidação na eletrólise da solução aquosa de cloreto de sódio é:

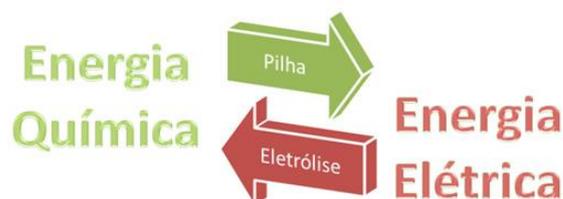
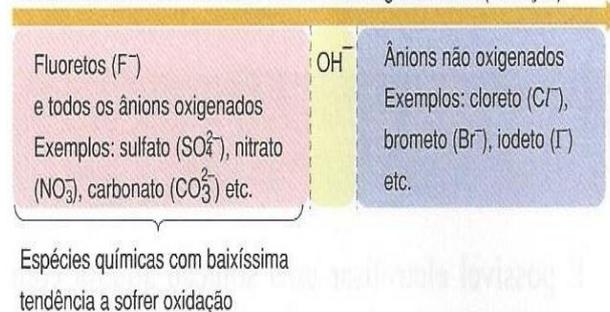


A equação global para a eletrólise aquosa do NaCl é:



Três substâncias extremamente importantes são obtidas a partir dessa eletrólise: a soda cáustica ( $\text{NaOH}$ ), o gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) e o gás cloro ( $\text{Cl}_2$ ).

Ordem crescente de facilidade em sofrer descarga no ânodo (oxidação)



## 5-Estequiometria da Eletrólise

Para calcular qual a massa de cobre que foi depositada sobre a superfície de uma chave na sua galvanização, analise a reação responsável pela deposição de cobre sobre a chave:



Conclui-se que, quando 2 mol de elétrons são fornecidos pelo gerador elétrico, há formação de 1 mol de cobre metálico, isto é, 63,5 g (massa molar do cobre).

Portanto, se descobirmos quantos mols de elétrons foram fornecidos pelo gerador durante a eletrólise, uma simples regra de três resolve o problema. Pois então, basta saber qual a corrente elétrica fornecida pelo gerador e qual a duração da eletrólise. Sabemos que a intensidade da corrente elétrica ( $i$ ) é determinada pelo quociente entre a quantidade de carga fornecida ( $Q$ ) e o tempo decorrido ( $\Delta t$ ). Assim, matematicamente, temos:

$$i = Q/\Delta t \quad \text{ou} \quad Q = i \cdot \Delta t$$

A unidade mais utilizada para a medida da corrente elétrica é o ampère (A), que corresponde à quantidade de carga, em coulomb (C), fornecida pelo gerador a cada segundo.

Se a eletrodeposição de cobre sobre a chave de latão utilizou uma corrente elétrica de 3,86 A e durou 13 minutos e 20 segundos (800 segundos), temos:

$$Q = 3,86 \cdot 800 = 3.088 \text{ C}$$

No início do século XX, o físico norte-americano Robert Millikan determinou que a carga elétrica de um elétron equivale a aproximadamente  $1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ; portanto, foi possível calcular a carga, em

coulomb, correspondente a 1 mol de elétrons.:

$$1 \text{ mol de e}^{-} = 96.500 \text{ C}$$

*1 mol de elétrons “carrega” uma quantidade de carga correspondente a 96.500 C. Essa quantidade é conhecida por constante de Faraday, isto é, 1 faraday (F) = 96.500 C/mol = carga elétrica “carregada” por 1 mol de elétrons.*

O problema está praticamente resolvido. Observe:



Pela equação, conclui-se que a cada 2 mol de elétrons, isto é,  $2 \cdot 96.500 \text{ C}$ , fornecidos pelo gerador, forma-se 1 mol de cobre (63,5 g). Como já sabemos a carga fornecida pelo gerador durante nossa eletrólise, temos:

$2 \cdot 96.500 \text{ C} \rightarrow 63,5 \text{ g de cobre metálico}$

$$3.088 \text{ C} \rightarrow m$$

$$m = 1,016 \text{ g de Cu}$$

Conclui-se que a chave foi revestida com uma película de 1,016 g de cobre metálico.

## Exercícios

01- (PUC) O número de oxidação (Nox) de um elemento quantifica seu estado de oxidação. Qual é o Nox do Cr no ânion  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  ?

- A) + 3
- B) + 5
- C) + 6
- D) + 7

# ELETROQUÍMICA

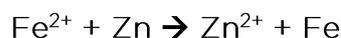


02-(PUC) Marque a opção em que se apresenta CORRETAMENTE o nox do elemento de transição presente em cada uma das cinco substâncias abaixo:



- a) +2, +5, +3, 0, +2
- b) +3, +7, +6, 0, +4
- c) +3, +7, +6, +1, +4
- d) +2, +5, +3, +1, +2

03- O ferro galvanizado apresenta-se revestido por uma camada de zinco. Se um objeto desse material for riscado, o ferro ficará exposto às condições ambiente e poderá formar hidróxido ferroso. Neste caso, o zinco por ser mais reativo, regenera o ferro conforme a seguinte reação:

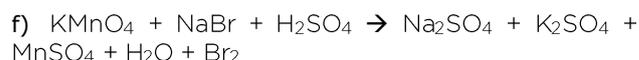


A partir do texto e da reação, responda os seguintes itens:

- a) Qual a espécie que perde elétrons?
- b) Qual é o agente oxidante?
- c) Qual é a variação de Nox do ferro?

04- Faça o balanceamento das seguintes reações pelo método da oxirredução

- a)  $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- c)  $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- d)  $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- e)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{SnCl}_4 + \text{H}_2\text{O}$

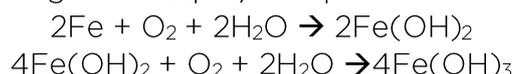


05- Faça o balanceamento das seguintes reações de redox na forma iônica.

**Observação importante:** Nas equações iônicas além de acertar os coeficientes é necessário acertar também as cargas de forma que a carga total presente nos reagentes seja igual a carga total obtida nos produtos.

- a)  $\text{Al} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{Cu}$
- b)  $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- c)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Br}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2$
- d)  $\text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{I}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{IO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$

06- (FCMMG) Mergulhando-se um prego de ferro, limpo, em água, observa-se, com o passar do tempo, um processo de corrosão superficial que pode ser representado pelas seguintes equações químicas:



Considerando essas informações, podemos concluir que

- a) o ferro metálico funciona como um agente oxidante.
- b) à medida que o ferro se reduz, o  $\text{O}_2(\text{g})$  presente no ar e dissolvido na água se oxida.
- c) o ferro metálico se oxida quando exposto ao ar úmido.
- d) a reação de oxidação do  $\text{O}_2(\text{g})$ , presente no ar e dissolvido na água, pode ser representada pela equação:  $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$

# ELETROQUÍMICA



07- (PUC) A fem da pilha galvânica constituída por um eletrodo de cobre e um eletrodo de ferro é + 0,78V. A reação global dessa pilha é



Considerando-se que o potencial de redução do par redox  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  é -0,44 V, é **CORRETO** afirmar que o potencial de redução do par redox  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  é:

- A) - 0,34 V    C) + 0,34 V  
B) - 1,12 V    D) + 1,12 V

08- (ENEM) Eu também podia decompor a água, se fosse salgada ou acidulada, usando a pilha de Daniell como fonte de força. Lembro o prazer extraordinário que sentia ao decompor um pouco de água em uma taça para ovos quentes, vendo-a separar-se em seus elementos, o oxigênio em um eletrodo, o hidrogênio no outro. A eletricidade de uma pilha de 1 volt parecia tão fraca, e no entanto podia ser suficiente para desfazer um composto químico, a água.

*SACKS, O. Tio Tungstênio: memórias de uma infância química. São Paulo: Cia das Letras, 2002.*

O fragmento do romance de Oliver Sacks relata a separação dos elementos que compõem a água. O princípio do método apresentado é utilizado industrialmente na

- a) obtenção de ouro a partir de pepitas.  
b) obtenção de calcário a partir de rochas.  
c) obtenção de alumínio a partir de bauxita.  
d) obtenção de ferro a partir de seus óxidos.  
e) obtenção de amônia a partir de hidrogênio e nitrogênio

09- (ENEM) A eletrólise é muito empregada na indústria com o objetivo de

reaproveitar parte dos metais sucateados. O cobre, por exemplo, é um dos metais com maior rendimento no processo de eletrólise, com uma recuperação de aproximadamente 99,9%. Por ser um metal de alto valor de alto valor comercial e de múltiplas aplicações, sua recuperação torna-se viável economicamente. Suponha que, em um processo de recuperação de cobre puro, tenha-se eletrolisado uma solução de sulfato de cobre (II) ( $\text{CuSO}_4$ ) durante 3 h, empregando-se uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 A. A massa de cobre puro recuperada é de aproximadamente

Dados: Constante de Faraday = 96500 C;  $\text{Cu} = 63,5 \text{ g/mol}$ .

- A) 0,02 g.  
B) 0,04 g.  
C) 2,40 g.  
D) 35,5 g.  
E) 71,0 g.

10- (ENEM) Pilhas e baterias são dispositivos tão comuns em nossa sociedade que, sem percebermos, carregamos vários deles junto ao nosso corpo; elas estão presentes em aparelhos de MP3, relógios, rádios, celulares, etc. As semirreações descritas a seguir ilustram o que ocorre em uma pilha de óxido de prata.



Pode-se afirmar que esta pilha

- A) É uma pilha ácida.  
B) Apresenta o óxido de prata como o ânodo.  
C) Apresenta o zinco como agente oxidante.  
D) Tem como reação de célula a seguinte reação:  $\text{Zn}_{(\text{s})} + \text{Ag}_2\text{O}_{(\text{s})} \rightarrow \text{ZnO}_{(\text{s})} + 2 \text{Ag}_{(\text{s})}$ .

# ELETROQUÍMICA

E) Apresenta fluxo de elétrons na pilha do eletrodo de  $\text{Ag}_2\text{O}$  para o Zn.

11- (ENEM) Para que apresente condutividade elétrica adequada a muitas aplicações, o cobre bruto obtido por métodos térmicos é purificado eletroliticamente. Nesse processo, o cobre bruto impuro constitui o ânodo da célula, que está imerso em uma solução de  $\text{CuSO}_4$ . À medida que o cobre impuro é oxidado no ânodo, íons  $\text{Cu}^{2+}$  da solução são depositados na forma pura no cátodo. Quanto às impurezas metálicas, algumas são oxidadas, passando à solução, enquanto outras simplesmente se desprendem do ânodo e se sedimentam abaixo dele. As impurezas sedimentadas são posteriormente processadas, e sua comercialização gera receita que ajuda a cobrir os custos do processo. A série eletroquímica a seguir lista o cobre e alguns metais presentes como impurezas no cobre bruto de acordo com suas forças redutoras relativas.

Ouro	Força redutora
Platina	
Prata	
Cobre	
Chumbo	
Níquel	
Zinco	

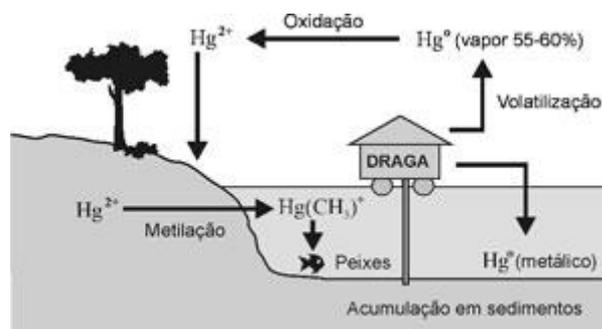
Entre as impurezas metálicas que constam na série apresentada, as que se sedimentam abaixo do ânodo de cobre são

- A) Au, Pt, Ag, Zn, Ni e Pb.
- B) Au, Pt e Ag.
- C) Zn, Ni e Pb.
- D) Au e Zn.
- E) Ag e Pb.

12-(UFMG)

Na extração do ouro, os garimpeiros costumam utilizar mercúrio. Nesse caso, boa parte desse metal é lançada no

ambiente, o que se constitui em risco ambiental. Alguns dos processos físicos, químicos e bioquímicos que ocorrem com o mercúrio, após seu lançamento no ambiente, estão representados nesta figura:



Considerando-se as informações fornecidas por essa figura e outros conhecimentos sobre o assunto, é CORRETO afirmar que

- a) a maior parte do mercúrio metálico é lançado na atmosfera.
- b) a redução do mercúrio metálico leva à formação de  $\text{Hg}^{2+}$ .
- c) o mercúrio metálico é menos denso que a água.
- d) o mercúrio metálico se acumula no organismo dos peixes.

13-(UFMG) Um fio de ferro e um fio de prata foram imersos em um mesmo recipiente contendo uma solução de sulfato de cobre (II), de cor azul. Após algum tempo, observou-se que o fio de ferro ficou coberto por uma camada de cobre metálico, o de prata permaneceu inalterado e a solução adquiriu uma coloração amarelada. Com relação a essas observações, é CORRETO afirmar que

- a) a oxidação do ferro metálico é mais fácil que a do cobre metálico.

b) a solução ficou amarelada devido à presença dos íons  $\text{Cu}^{2+}$ .

c) a substituição do sulfato de cobre (II) pelo cloreto de cobre (II) não levaria às mesmas observações. d) o cobre metálico se depositou sobre o ferro por este ser menos reativo que a prata

14-(Enem 2015) Alimentos em conserva são frequentemente armazenados em latas metálicas seladas, fabricadas com um material chamado folha de flandres, que consiste de uma chapa de aço revestida com uma fina camada de estanho, metal brilhante e de difícil oxidação. É comum que a superfície interna seja ainda revestida por uma camada de verniz à base de epóxi, embora também existam latas sem esse revestimento, apresentando uma camada de estanho mais espessa.

SANTANA, V. M. S. A leitura e a química das substâncias. *Cadernos PDE*. Ivaiporã Secretaria de Estado da Educação do Paraná (SEED); Universidade Estadual de Londrina, 2010 (adaptado).

Comprar uma lata de conserva amassada no supermercado é desaconselhável porque o amassado pode

- alterar a pressão no interior da lata, promovendo a degradação acelerada do alimento.
- romper a camada de estanho, permitindo a corrosão do ferro e alterações do alimento.
- prejudicar o apelo visual da embalagem, apesar de não afetar as propriedades do alimento.
- romper a camada de verniz, fazendo com que o metal tóxico estanho contamine o alimento.
- desprender camadas de verniz, que se dissolverão no meio aquoso, contaminando o alimento.

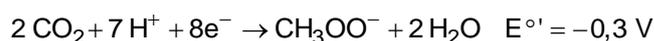
15-(Enem 2016) Texto I

Biocélulas combustíveis são uma alternativa tecnológica para substituição das baterias convencionais. Em uma biocélula microbiológica, bactérias catalisam reações de oxidação de substratos orgânicos. Liberam elétrons produzidos na respiração celular para um eletrodo, onde fluem por um circuito externo até o cátodo do sistema, produzindo corrente elétrica. Uma reação típica que ocorre em biocélulas microbiológicas utiliza o acetato como substrato.

AQUINO NETO. S. *Preparação e caracterização de bioanodos para biocélula e combustível etanol/  $\text{O}_2$* . Disponível em: [www.teses.usp.br](http://www.teses.usp.br). Acesso em: 23 jun. 2015 (adaptado).

Texto II

Em sistemas bioeletroquímicos, os potenciais padrão ( $E^\circ$ ) apresentam valores característicos. Para as biocélulas de acetato, considere as seguintes semirreações de redução e seus respectivos potenciais:



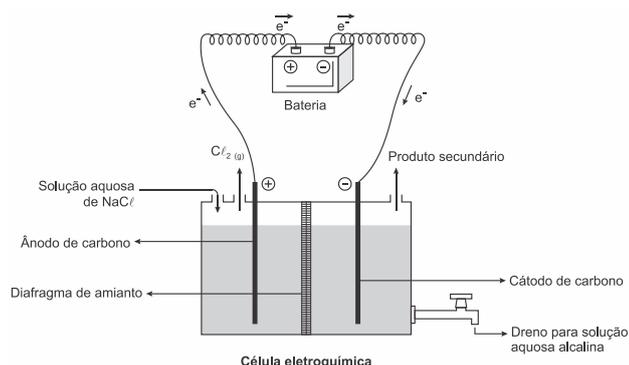
SCOTT, K.; YU, E. H. *Microbial electrochemical and fuel cells: fundamentals and applications*. Woodhead Publishing Series in Energy, n. 88, 2016 (adaptado).

Nessas condições, qual é o número mínimo de biocélulas de acetato, ligadas em série, necessárias para se obter uma diferença de potencial de 4,4 V?

- 3
- 4
- 6
- 9
- 15

# ELETROQUÍMICA

16-(Enem 2017) A eletrólise é um processo não espontâneo de grande importância para a indústria química. Uma de suas aplicações é a obtenção do gás cloro e do hidróxido de sódio, a partir de uma solução aquosa de cloreto de sódio. Nesse procedimento, utiliza-se uma célula eletroquímica, como ilustrado.



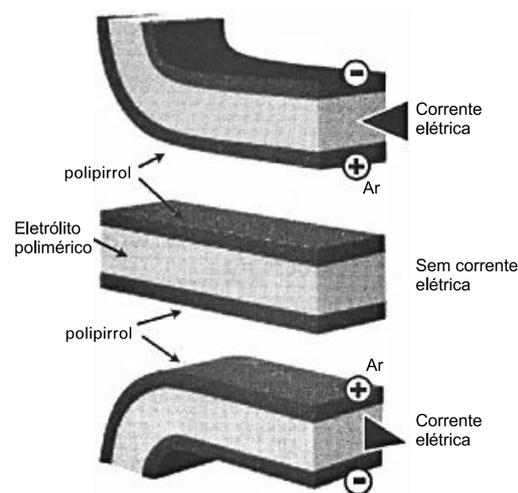
SHREVE, R. N.; BRINK JR., J. A. *Indústrias de processos químicos*, Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1997 (adaptado).

No processo eletrolítico ilustrado, o produto secundário obtido é o

- vapor de água.
- oxigênio molecular.
- hipoclorito de sódio.
- hidrogênio molecular.
- cloreto de hidrogênio.

17-(Enem 2013) Músculos artificiais são dispositivos feitos com plásticos inteligentes que respondem a uma corrente elétrica com um movimento mecânico. A oxidação e redução de um polímero condutor criam cargas positivas e/ou negativas no material, que são compensadas com a inserção ou expulsão de cátions ou ânions. Por exemplo, na figura os filmes escuros são de polipirrol e o filme branco é de um eletrólito polimérico contendo um sal inorgânico. Quando o polipirrol sofre oxidação, há a inserção de ânions para compensar a carga positiva no polímero e o filme se expande. Na outra face do dispositivo o filme de polipirrol sofre redução, expulsando ânions, e o filme se contrai. Pela montagem, em sanduíche,

o sistema todo se movimenta de forma harmônica, conforme mostrado na figura.



DE PAOLI, M. A. *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola*. São Paulo, maio 2001 (adaptado).

A camada central de eletrólito polimérico é importante porque

- absorve a irradiação de partículas carregadas, emitidas pelo aquecimento elétrico dos filmes de polipirrol.
- permite a difusão dos íons promovida pela aplicação de diferença de potencial, fechando o circuito elétrico.
- mantém um gradiente térmico no material para promover a dilatação/contração térmica de cada filme de polipirrol.
- permite a condução de elétrons livres, promovida pela aplicação de diferença de potencial, gerando corrente elétrica.
- promove a polarização das moléculas poliméricas, o que resulta no movimento gerado pela aplicação de diferença de potencial.

18-(Enem 2017) A invenção do LED azul, que permite a geração de outras cores para compor a luz branca, permitiu a construção de lâmpadas energeticamente mais eficientes e mais duráveis do que as incandescentes e fluorescentes. Em um experimento de laboratório, pretende-se

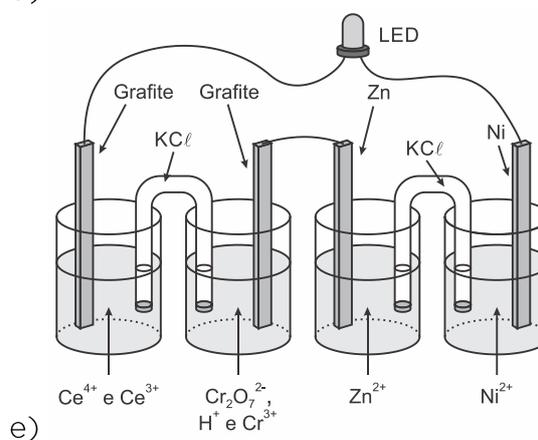
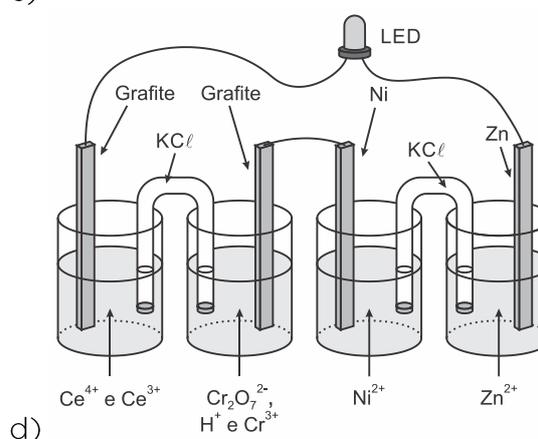
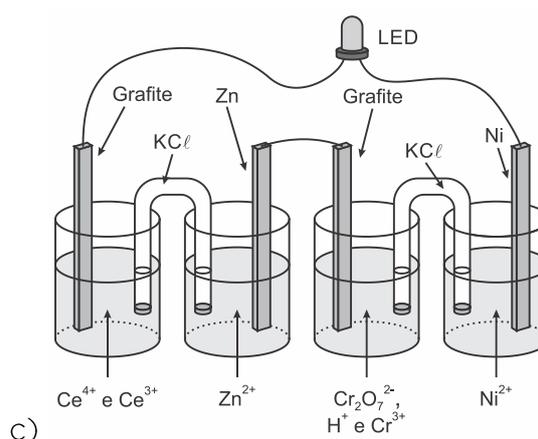
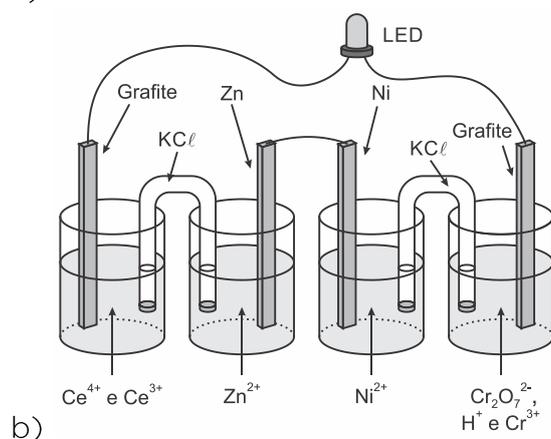
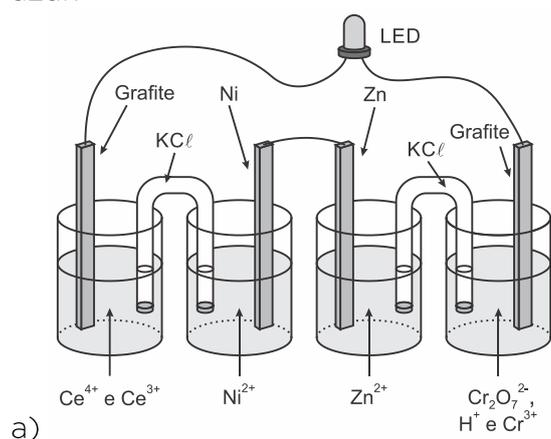
# ELETROQUÍMICA

associar duas pilhas em série para acender um LED azul que requer 3,6 volts para o seu funcionamento.

Considere as semirreações de redução e seus respectivos potenciais mostrados no quadro.

Semirreação de redução	$E^\circ$ (V)
$Ce^{4+}(aq) + e^- \rightarrow Ce^{3+}(aq)$	+1,61
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^- \rightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$	+1,33
$Ni^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow Ni(s)$	-0,25
$Zn^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow Zn(s)$	-0,76

Qual associação em série de pilhas fornece diferença de potencial, nas condições-padrão, suficiente para acender o LED azul?



19-(Enem PPL 2013) Após o desmonte da bateria automotiva, é obtida uma pasta residual de 6 kg, em que 19%, em massa, é dióxido de chumbo(IV), 60%, sulfato de chumbo(II) e 21%, chumbo metálico. O processo pirometalúrgico é o mais comum na obtenção do chumbo metálico, porém,

devido à alta concentração de sulfato de chumbo(II), ocorre grande produção de dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>), causador de problemas ambientais. Para eliminar a produção de dióxido de enxofre, utiliza-se o processo hidrometalúrgico, constituído de três etapas, no qual o sulfato de chumbo(II) reage com carbonato de sódio a 1,0 mol/L a 45 °C, obtendo-se um sal insolúvel (etapa 1), que, tratado com ácido nítrico, produz um sal de chumbo solúvel (etapa 2) e, por eletrólise, obtém-se o chumbo metálico com alto grau de pureza (etapa 3).

ARAÚJO, R. V. V. et al. *Reciclagem de chumbo de bateria automotiva: estudo de caso*. Disponível em: [www.iqsc.usp.br](http://www.iqsc.usp.br). Acesso em: 17 abr. 2010 (adaptado).

Considerando a obtenção de chumbo metálico a partir de sulfato de chumbo(II) na pasta residual, pelo processo hidrometalúrgico, as etapas 1, 2 e 3 objetivam, respectivamente,

- a) a lixiviação básica e dessulfuração; a lixiviação ácida e solubilização; a redução do Pb<sup>2+</sup> em Pb<sup>0</sup>.
- b) a lixiviação ácida e dessulfuração; a lixiviação básica e solubilização; a redução do Pb<sup>4+</sup> em Pb<sup>0</sup>.
- c) a lixiviação básica e dessulfuração; a lixiviação ácida e solubilização; a redução do Pb<sup>0</sup> em Pb<sup>2+</sup>.
- d) a lixiviação ácida e dessulfuração; a lixiviação básica e solubilização; a redução do Pb<sup>2+</sup> em Pb<sup>0</sup>.
- e) a lixiviação básica e dessulfuração; a lixiviação ácida e solubilização; a redução do Pb<sup>4+</sup> em Pb<sup>0</sup>.

20-(Enem PPL 2013) O Instituto Luiz Coimbra (UFRJ) lançou o primeiro ônibus urbano movido a hidrogênio do Hemisfério Sul, com tecnologia inteiramente nacional. Sua tração provém de três fontes de energia, sendo uma delas a pilha de combustível, na qual o hidrogênio, gerado

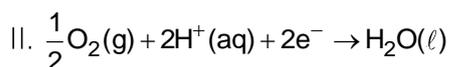
por um processo eletroquímico, reage com o oxigênio do ar, formando água.

FRAGA, I. Disponível em: <http://cienciahoje.uol.com.br>. Acesso em: 20 jul. 2010 (adaptado).

A transformação de energia que ocorre na pilha de combustível responsável pelo movimento do ônibus decorre da energia cinética oriunda do(a)

- a) calor absorvido na produção de água.
- b) expansão gasosa causada pela produção de água.
- c) calor liberado pela reação entre o hidrogênio e o oxigênio.
- d) contração gasosa causada pela reação entre o hidrogênio e o oxigênio.
- e) eletricidade gerada pela reação de oxirredução do hidrogênio com o oxigênio.

21-(Enem PPL 2014) Os bafômetros (etilômetros) indicam a quantidade de álcool, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O (etanol), presente no organismo de uma pessoa através do ar expirado por ela. Esses dispositivos utilizam células a combustível que funcionam de acordo com as reações químicas representadas:



BRAATHEN, P. C. *Hálito culpado: o princípio químico do bafômetro*. *Química Nova na Escola*, n. 5, maio 1997 (adaptado).

Na reação global de funcionamento do bafômetro, os reagentes e os produtos desse tipo de célula são

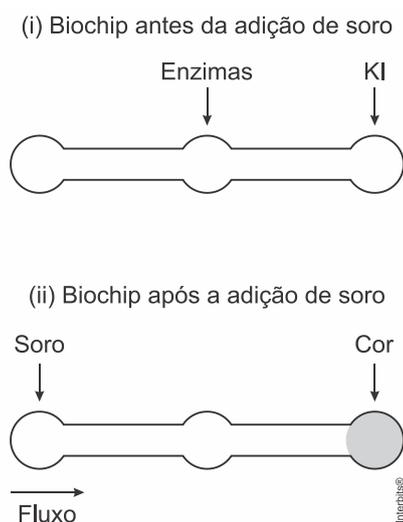
- a) o álcool expirado como reagente; água, elétrons e H<sup>+</sup> como produtos.
- b) o oxigênio do ar e H<sup>+</sup> como reagentes; água e elétrons como produtos.
- c) apenas o oxigênio do ar como reagente; apenas os elétrons como produto.

# ELETROQUÍMICA

d) apenas o álcool expirado como reagente; água,  $C_2H_4O$  e  $H^+$  como produtos.

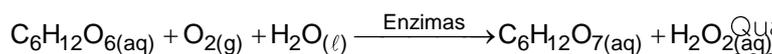
e) o oxigênio do ar e o álcool expirado como reagentes; água e  $C_2H_4O$  como produtos.

22- (Enem 2019) Estudos mostram o desenvolvimento de biochips utilizados para auxiliar o diagnóstico de diabetes melito, doença evidenciada pelo excesso de glicose no organismo. O teste é simples e consiste em duas reações sequenciais na superfície do biochip, entre a amostra de soro sanguíneo do paciente, enzimas específicas e reagente (iodeto de potássio, KI), conforme mostrado na imagem.



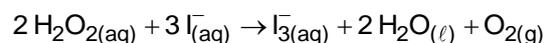
Após a adição de soro sanguíneo, o fluxo desloca-se espontaneamente da esquerda para a direita (ii) promovendo reações sequenciais, conforme as equações 1 e 2. Na primeira, há conversão de glicose do sangue em ácido glucônico, gerando peróxido de hidrogênio.

Equação 1



Na segunda, o peróxido de hidrogênio reage com íons iodeto gerando o íon tri-iodeto, água

e oxigênio.



GARCIA, P. T. et al. A Handheld Stamping Process to Fabricate Microfluidic Paper-Based Analytical Devices with Chemically Modified Surface for Clinical Assays. *RSC Advances*, v.4, 13 ago. 2014 (adaptado).

O tipo de reação que ocorre na superfície do biochip, nas duas reações do processo, é

- análise.
- síntese.
- oxirredução.
- complexação.
- ácido-base.

23-. (Enem 2019) Para realizar o desentupimento de tubulações de esgotos residenciais, é utilizada uma mistura sólida comercial que contém hidróxido de sódio (NaOH) e outra espécie química pulverizada. Quando é adicionada água a essa mistura, ocorre uma reação que libera gás hidrogênio e energia na forma de calor, aumentando a eficiência do processo de desentupimento. Considere os potenciais padrão de redução ( $E^\circ$ ) da água e de outras espécies em meio básico, expresso no quadro.

Semirreação de redução	$E^\circ$ (V)
$2 H_2O + 2 e^- \rightarrow H_2 + 2 OH^-$	-0,83
$Co(OH)_2 + 2 e^- \rightarrow Co + 2 OH^-$	-0,73
$Cu(OH)_2 + 2 e^- \rightarrow Cu + 2 OH^-$	-0,22
$PbO + H_2O + 2 e^- \rightarrow Pb + 2 OH^-$	-0,58
$Al(OH)_4^- + 3 e^- \rightarrow Al + 4 OH^-$	-2,33
$Fe(OH)_2 + 2 e^- \rightarrow Fe + 2 OH^-$	-0,88

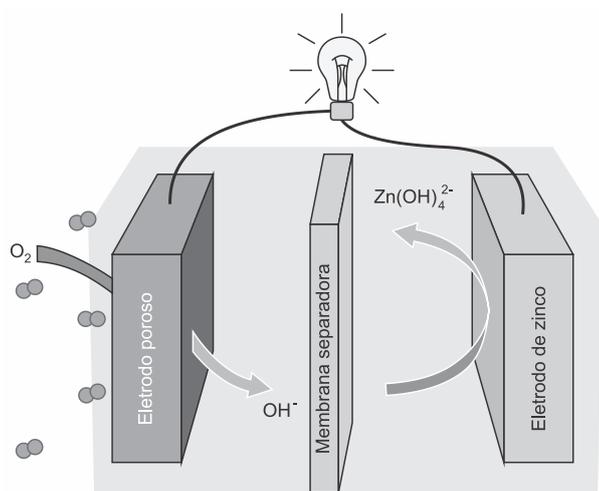
Qual é a outra espécie que está presente na composição da mistura sólida comercial para aumentar sua eficiência?

- Al

# ELETROQUÍMICA

- b) Co
- c)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- d)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- e) Pb

24. (Enem 2019) Grupos de pesquisa em todo o mundo vêm buscando soluções inovadoras, visando à produção de dispositivos para a geração de energia elétrica. Dentre eles, pode-se destacar as baterias de zinco-ar, que combinam o oxigênio atmosférico e o metal zinco em um eletrólito aquoso de caráter alcalino. O esquema de funcionamento da bateria zinco-ar está apresentado na figura.



LI, Y.; DAI, H. Recent Advances in Zinc-Air Batteries. *Chemical Society Reviews*, v. 43, n. 15, 2014 (adaptado).

No funcionamento da bateria, a espécie química formada no ânodo é

- a)  $\text{H}_2(\text{g})$
- b)  $\text{O}_2(\text{g})$
- c)  $\text{H}_2\text{O}(\ell)$
- d)  $\text{OH}^-(\text{aq})$
- e)  $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}(\text{aq})$

25. (Enem 2ª aplicação 2016) A obtenção do alumínio dá-se a partir da bauxita ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ), que é purificada e eletrolisada numa temperatura de  $1.000\text{ }^\circ\text{C}$ . Na célula eletrolítica, o ânodo é formado por barras de grafita ou carvão, que são consumidas no processo de eletrólise, com formação de gás

carbônico, e o cátodo é uma caixa de aço coberta de grafita.

- A etapa de obtenção do alumínio ocorre no
- a) ânodo, com formação de gás carbônico.
  - b) cátodo, com redução do carvão na caixa de aço.
  - c) cátodo, com oxidação do alumínio na caixa de aço.
  - d) ânodo, com depósito de alumínio nas barras de grafita.
  - e) cátodo, com fluxo de elétrons das barras de grafita para a caixa de aço.

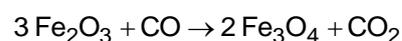
26. (Enem PPL 2019) Algumas moedas utilizam cobre metálico em sua composição. Esse metal, ao ser exposto ao ar úmido, na presença de  $\text{CO}_2$ , sofre oxidação formando o zinabre, um carbonato básico de fórmula  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ , que é tóxico ao homem e, portanto, caracteriza-se como um poluente do meio ambiente. Com o objetivo de reduzir a contaminação com o zinabre, diminuir o custo de fabricação e aumentar a durabilidade das moedas, é comum utilizar ligas resultantes da associação do cobre com outro elemento metálico.

A propriedade que o metal associado ao cobre deve apresentar para impedir a formação de zinabre nas moedas é, em relação ao cobre,

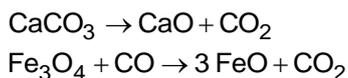
- a) maior caráter ácido.
- b) maior número de oxidação.
- c) menor potencial de redução.
- d) menor capacidade de reação.
- e) menor número de elétrons na camada de valência.

27. (Enem PPL 2017) O ferro metálico é obtido em altos-fornos pela mistura do minério hematita ( $\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$ ) contendo impurezas, coque (C) e calcário ( $\text{CaCO}_3$ ), sendo estes mantidos sob um fluxo de ar quente que leva à queima do coque, com a temperatura no alto-forno chegando próximo a  $2.000\text{ }^\circ\text{C}$ . As etapas caracterizam o processo em função da temperatura.

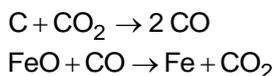
Entre  $200\text{ }^\circ\text{C}$  e  $700\text{ }^\circ\text{C}$ :



# ELETROQUÍMICA



Entre 700 °C e 1.200 °C :



Entre 1.200 °C e 2.000 °C :

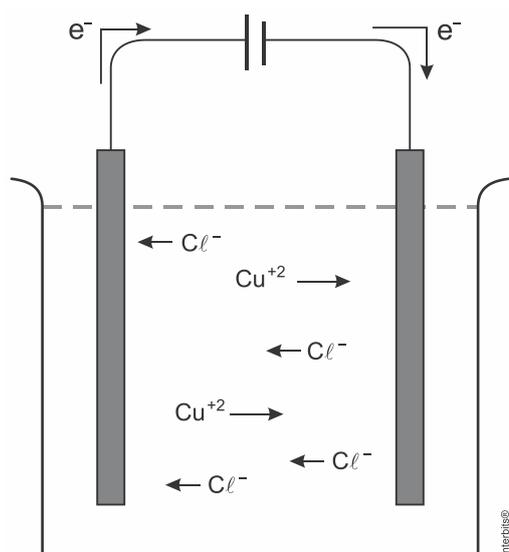
Ferro impuro se funde  
Formação de escória fundida ( $\text{CaSiO}_3$ )  
 $2 \text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}$

BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E.  
*Química: a ciência central*. São Paulo: Pearson Education, 2005 (adaptado).

No processo de redução desse metal, o agente redutor é o

- a) C.
- b) CO.
- c) CO<sub>2</sub>.
- d) CaO.
- e) CaCO<sub>3</sub>.

28- (G1 - ifsul 2019) Um dos processos industriais mais importantes é a eletrólise. A figura a seguir mostra a eletrólise do cloreto de cobre II com emprego de eletrodos inertes.



Considerando o exposto acima, é correto afirmar que o

- a) gás Cl<sub>2</sub> é produzido no cátodo.
- b) gás Cl<sub>2</sub> é produzido no polo negativo.
- c) cobre metálico é produzido no polo positivo.
- d) cobre metálico é produzido no cátodo.

29- (Mackenzie 2018) De acordo com os conceitos de eletroquímica, é correto afirmar que

- a) a ponte salina é a responsável pela condução de elétrons durante o funcionamento de uma pilha.
- b) na pilha representada por  $\text{Zn}_{(s)} / \text{Zn}^{2+}_{(aq)} // \text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}$ , o metal zinco representa o cátodo da pilha.
- c) o resultado positivo da ddp de uma pilha, por exemplo, +1,10 V, indica a sua não espontaneidade, pois essa pilha está absorvendo energia do meio.
- d) na eletrólise o ânodo é o polo positivo, onde ocorre o processo de oxidação.
- e) a eletrólise ígnea só ocorre quando os compostos iônicos estiverem em meio aquoso.

30- (Fmp 2017) A galvanoplastia é uma técnica que permite dar um revestimento metálico a uma peça, colocando tal metal como polo negativo de um circuito de eletrólise. Esse processo tem como principal objetivo proteger a peça metálica contra a corrosão. Vários metais são usados nesse processo, como, por exemplo, o níquel, o cromo, a prata e o ouro. O ouro, por ser o metal menos reativo, permanece intacto por muito tempo.

Deseja-se dourar um anel de alumínio e, portanto, os polos são mergulhados em uma solução de nitrato de ouro III [ $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$ ].

Ao final do processo da eletrólise, as substâncias formadas no cátodo e no ânodo são, respectivamente,

- a) H<sub>2</sub> e NO<sub>3</sub><sup>-</sup>
- b) N<sub>2</sub> e Au
- c) Au e O<sub>2</sub>
- d) Au e NO<sub>2</sub>
- e) O<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>

# ELETROQUÍMICA



## Gabarito:

- 01-C
- 02-B
- 03-a) Zn b)  $\text{Fe}^{2+}$  c) +2-0
- 04- a) 2-1-2→2-2 b) 2-5-3→1-2-8-5  
c)2-2-1→1-1-1-2 d) 6-3-2→3-2-4  
e)1-3-2→2-2-3-1 f)2-10-8→5-1-2-8-5
- 05- a)2-3→2-3 b)2-5-6→2-5-3 c)1-6-14→2-7-3 d)10-8-1→10-2-4
- 06-C
- 07-C
- 08-C
- 09-D
- 10-D
- 11-B
- 12-A
- 13-A
- 14- B
- 15-B
- 16- D
- 17- B
- 18- C
- 19-A
- 20-E
- 21- E
- 22-C
- 23-A
- 24-E
- 25-E
- 26-C
- 27-B
- 28-D
- 29-D
- 30-C