

# **Colocando “uma pilha” na nossa conversa**

**Fascículo 6**  
**Unidade 15**



# Colocando “uma pilha” na nossa conversa

## Para início de conversa...

Uma alternativa viável aos combustíveis fósseis que você estudou nas unidades anteriores são as células combustíveis. Você já escutou falar delas?

As células combustíveis são dispositivos que utilizam o hidrogênio para gerar a energia que movimenta o motor elétrico do veículo, em um processo parecido com o que ocorre dentro de uma pilha comum.

A grande diferença é que, nessas células, os reagentes são continuamente repostos a partir de um reservatório externo, diferente das pilhas e baterias comuns, que quando os reagentes terminam, param de funcionar, restando apenas o seu descarte.

E as baterias recarregáveis como as de celular e de computadores portáteis? Qual a diferença?

As baterias recarregáveis são formadas por reações reversíveis, ou seja, reações que ocorrem nos dois sentidos, como você estudou na unidade anterior.

Dentro dessas baterias, os reagentes são consumidos, gerando corrente elétrica para o funcionamento do celular, por exemplo. Quando a recarregamos, precisamos ligá-la a uma fonte de eletricidade para que a reação reversa ocorra, regenerando os reagentes necessários ao seu funcionamento. Assim, podemos utilizá-las novamente para a produção de energia.

A invenção da pilha foi muito importante para a sociedade. Você já imaginou como as baterias são importantes para o uso da tecnologia ao nosso redor? É o avanço da ciência que descobre artefatos que facilitam muito o nosso cotidiano. Imagine o mundo sem as pilhas e baterias.



**Figura 1:** Você já imaginou como o mundo seria sem o uso de pilhas e baterias?

Fonte: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Batteries.jpg> – Autor: Brianiac

O objetivo desta unidade é apresentar a você o funcionamento das pilhas e baterias e como uma reação química pode gerar corrente elétrica para o funcionamento de rádios, celulares, computadores e outros equipamentos eletrônicos.

Seja bem-vindo!

## Objetivos de aprendizagem

- Identificar os processos de oxidação e redução em reações químicas.
- Compreender o funcionamento de uma pilha.
- Calcular a voltagem de uma pilha, utilizando uma tabela de potenciais de redução/oxidação.
- Identificar fenômenos eletroquímicos que ocorrem em seu cotidiano.



## Seção 1

# Alguns perdem, outros ganham... as reações de oxirredução

Você sabe o que ocorre dentro de uma pilha?

Uma reação química! Isso mesmo, quando você conecta uma pilha em um despertador, por exemplo, uma reação química ocorre, gerando uma transferência de elétrons que permite o seu funcionamento.

**Importante**

Uma pilha ou bateria constitui um sistema no qual, por meio de uma transformação da matéria, há produção de energia elétrica.

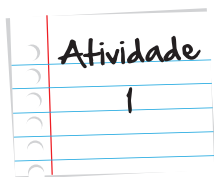


**Figura 2:** Despertando... Dentro da pilha que você coloca em um despertador como esse, ocorre uma transformação química que gera corrente elétrica e o faz funcionar.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/577651> – Autor: Mateusz Zdanko

Mas você deve estar se perguntando: Mas para gerar corrente elétrica, significa que há transferência de elétrons, certo? Mas como uma reação química é capaz de transferir elétrons?

Para descobrir como ocorre, vamos fazer uma atividade?



## Transferindo elétrons de um para outro

Esta atividade envolve a realização de um experimento, e, para realizá-lo, você precisará de:

- Água.
- Um frasco transparente ou um tubo de ensaio.
- Sulfato de cobre pentahidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) que pode ser comprado em loja de material de piscina.
- Um pedaço de esponja de aço ou um prego.
- Um bastão de vidro ou plástico, ou um canudo plástico.



**Figura 3:** Esse é o material que você necessitará para realizar a atividade 1.

Fonte da imagem: Andrea Borges

### Observação importante:

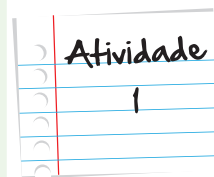
O sulfato de cobre pentahidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) é utilizado como pesticida, germicida e aditivo para solo, entre outras coisas. Também é conhecido como azul de vitríolo e pode ser encontrado em casas de produtos agropecuários ou em lojas de material de piscina. Cuidado ao manuseá-lo! Ele pode ser tóxico em determinadas concentrações. Use luvas, óculos de proteção e máscara contra pó.

### Realizando o experimento:

Dissolva um pouco de sulfato de cobre em água até a obtenção de uma coloração azulada e anote o aspecto inicial da solução. Em seguida, mergulhe a palha de aço na solução preparada. Se tiver dificuldade, use o bastão.

Preste bastante atenção durante a realização desse experimento e relate, na tabela abaixo, as modificações ocorridas durante a transformação química:

Material	Aspecto inicial	Aspecto final
Solução de sulfato de cobre		
Palha de aço		



Anote suas respostas em seu caderno

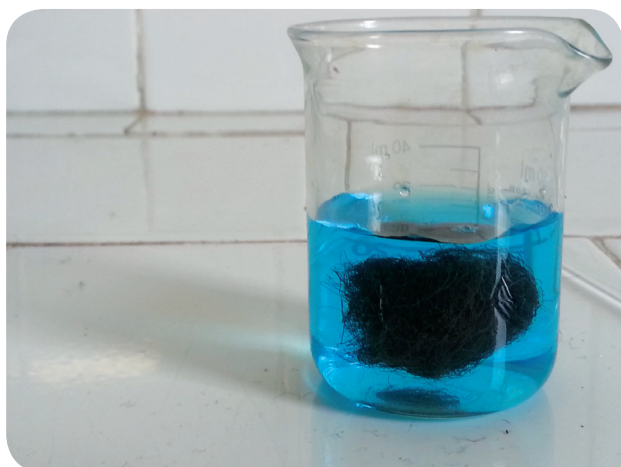
Ao realizar a atividade 1, você deve ter percebido as seguintes ocorrências, durante o experimento:

- Sobre o pedaço de palha de aço se deposita um material sólido castanho avermelhado.
- A intensidade da cor da solução diminui depois de um tempo.
- A palha de aço vai se “desmanchando”.

Mas por que essas alterações ocorrem? Pare um pouco para pensar antes de ler as respostas abaixo.

### Resposta 1:

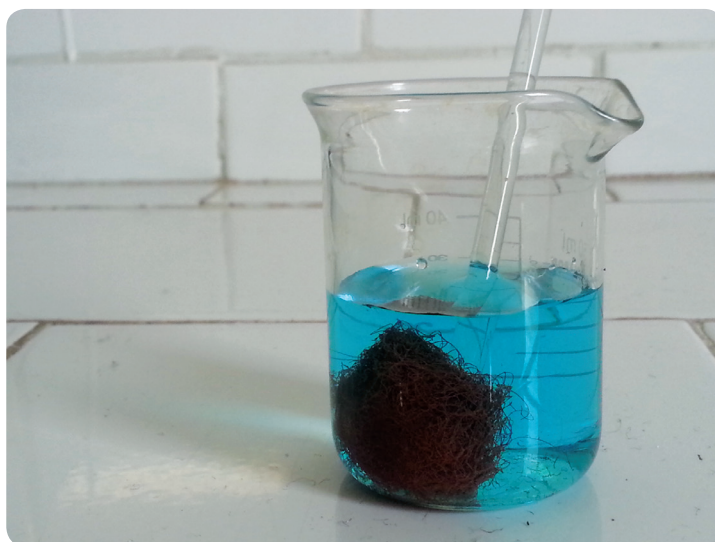
- A intensidade da cor azulada da solução de sulfato de cobre é devido à presença de íons cobre II ( $\text{Cu}^{2+}$ ). Então, se a coloração diminui, significa que esses íons “desaparecem” da solução.



**Figura 4:** A solução de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ) possui coloração azul característica devido à presença de íons  $\text{Cu}^{2+}$  (foto da esquerda). Ao final do experimento a cor da solução foi alterada (foto da direita).

Fonte da imagem: Andrea Borges

- Ao mesmo tempo, ocorre a deposição de um sólido castanho-avermelhado sobre o pedaço da palha de aço, essa cor é característica de materiais formados por átomos de cobre.



**Figura 5:** Observe a formação do depósito castanho-avermelhado, sobre a superfície da palha de aço.

Fonte da imagem: Andrea Borges

Logo, pode-se concluir que átomos de cobre que estavam na solução na forma de íons, depositaram-se sobre a palha de aço na forma de cobre metálico ( $\text{Cu}$ ).

Esquematicamente, pode-se dizer que:  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$

## Resposta 2:

- A palha de aço desmancha-se, pois o ferro metálico, que compõe a palha de aço, se dissolve, diminuindo a sua quantidade. O que pode ter acontecido? De certa forma, os átomos de ferro metálico (Fe) foram para a solução na forma de íons  $\text{Fe}^{2+}$ .

Esquemáticamente, pode-se dizer que:  $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$



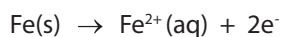
**Figura 6:** Resultado final da atividade 1. Durante a transformação química, ocorre a formação de um depósito castanho-avermelhado sobre a superfície da palha de aço, e a solução perde a sua coloração azulada. Com o passar do tempo, a palha de aço se dissolverá, restando apenas o depósito formado.

Fonte da imagem: Andrea Borges

Mas por que essa reação ocorre de forma tão espontânea?

## Transferindo elétrons...

Perceba que o íon ferro II tem carga +2, o que significa que ele possui dois elétrons a menos que o átomo de ferro (Fe). Assim, para que o ferro metálico se transforme em íon, deve perder elétrons, o que pode ser representado pela seguinte equação química:



Interprete assim: um átomo de ferro, ao perder 2 elétrons, transforma-se no íon  $\text{Fe}^{2+}$ .

Isso quer dizer que a carga do ferro aumenta em duas unidades ( $\text{Fe}^{2+}$ ). Esse processo é chamado de oxidação.

Importante

No processo de oxidação, por envolver perda de elétrons, há aumento do valor relativo da carga elétrica.

Note também que para haver a transformação de íons cobre II ( $\text{Cu}^{2+}$ ) em cobre metálico, deve ocorrer o ganho de elétrons.



Interprete assim: um íon  $\text{Cu}^{2+}$ , ao ganhar 2 elétrons, transforma-se no átomo de cobre, com carga zero.

O processo de ganho de elétrons recebe o nome de redução.

Importante

No processo de redução, por envolver ganho de elétrons, há diminuição do valor relativo da carga elétrica.

Percebeu por que a reação ocorre? Os íons  $\text{Cu}^{2+}$  ganham os elétrons perdidos pelos átomos de Fe metálico. Essa transferência de elétrons ocorre de forma espontânea, pois o ferro é um metal mais reativo do que o cobre.

Multimídia

Você se lembra da Fila de Reatividade que aprendeu na unidade 6? Alguns metais são mais reativos que os outros, podendo deslocá-lo em reações de simples troca ou deslocamento.

Para relembrar esse assunto, acesse o link abaixo do site do Projeto Condigital da Puc-RJ e veja a diferença na reatividade de diferentes metais:

<http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/software/objetos/T1-06/T1-06-sw-s3/Condigital.html>

Essas reações de transferência de elétrons são chamadas de reações de oxirredução.

Reações de oxirredução ocorrem devido à transferência de elétrons entre os reagentes, ocorrendo simultaneamente um processo de oxidação e um de redução.

Importante

Mas vamos retornar à nossa atividade 1? Que tal representarmos essa transformação química por meio de uma equação química?

Repare que a equação global do processo envolve a transferência de elétrons. Ela é o somatório das duas **semirreações** que representam a oxidação (a perda de elétrons) dos átomos de ferro (Fe) e a redução (ganho de elétrons) dos íons cobre II ( $\text{Cu}^{2+}$ ).

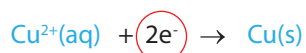
### Semirreações

As equações químicas que representam separadamente o processo de oxidação e de redução são chamadas de semirreações, pois representam parte do processo global.

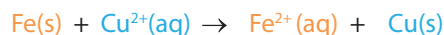
Semirreação de oxidação:



Semirreação de Redução:



Equação global:



Você reparou na reação global obtida? Os elétrons não estão presentes. Isso ocorre porque a quantidade de elétrons cedida é igual à quantidade de elétrons recebida. Na reação da atividade 1, um átomo de ferro cedeu dois elétrons para os íons cobre.

Além disso, tanto as semirreações quanto a equação global, estão escritas na forma iônica, não havendo necessidade de representarmos o íon sulfato (lembra que a solução é de sulfato de cobre?), pois é um **íon espectador**.

### Íon espectador

É um íon que não participa da reação química.



## Estudando outros exemplos

Você já deve imaginar que a reação do ferro com o cobre não é a única oxirredução que existe, não é mesmo? Que tal vermos outros exemplos?

Vamos, então, mergulhar um fio do metal cobre ( $\text{Cu(s)}$ ) em uma solução de íons prata ( $\text{Ag}^+(\text{aq})$ ).

Nessa reação de oxirredução, ocorre a deposição de prata metálica no fio de cobre e o aparecimento de uma solução azul.

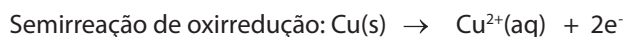
Vamos entender por que isso ocorre?

- O depósito de prata metálica ( $\text{Ag(s)}$ ) ocorre porque os íons  $\text{Ag}^+$  recebem elétrons, sofrendo redução:



Interprete assim: um íon  $\text{Ag}^+$ , ao ganhar 1 elétron, transforma-se no átomo de prata.

- Os íons cobre II ( $\text{Cu}^{2+}$ ), que são responsáveis pela coloração azul da solução, são formados porque átomos de cobre perdem elétrons, sofrendo oxidação.

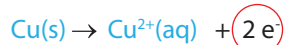


Interprete assim: um átomo de cobre, ao perder 2 elétrons, transforma-se no íon  $\text{Cu}^{2+}$  em meio aquoso.

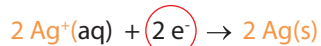
Perceba nas semirreações descritas anteriormente, que cada átomo de cobre doa dois elétrons, mas cada íon prata recebe somente um elétron. Nesse caso, para que a quantidade de elétrons seja a mesma, os dois elétrons cedidos pelo átomo de cobre devem ser recebidos por dois íons prata.

Veja como fica a equação global:

Semirreação de oxidação:



Semirreação de redução:



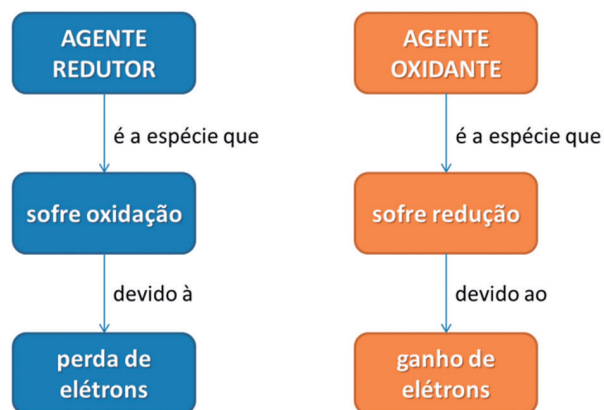
Equação de global:



Repare que, neste exemplo, o cobre sofre oxidação. Já na reação da atividade 1, o cobre sofre redução.

Dizemos que a espécie que sofre redução é o agente oxidante (ou apenas oxidante), pois provoca a oxidação do outro reagente. Da mesma forma, a espécie que sofre oxidação é o agente redutor (ou apenas redutor), pois provoca a redução do outro reagente.

Veja na **figura 7** um esquema representando um resumo sobre o processo de oxirredução.



**Figura 7:** Não esqueça! Em um processo de oxirredução, o agente redutor é a espécie que sofre oxidação, devido à perda de elétrons. Já o agente oxidante é a espécie que sofre redução, devido ao ganho de elétrons.



Multimídia

Se você estiver curioso para ver a reação do cobre metálico ( $\text{Cu(s)}$ ) com a solução de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3\text{(aq)}$ ), acesse o seguinte endereço eletrônico: <http://www.youtube.com/watch?v=C4MUGIXzREY&feature=related>

Apesar de o vídeo ser em língua inglesa, você não terá dificuldades de entender o que está acontecendo, pois as imagens dizem tudo! Veja se não é exatamente o que foi descrito na aula?

Falamos até aqui de reações de metais e íons em soluções, mas outras reações de oxirredução ocorrem em nosso cotidiano e não estão, necessariamente, em solução. Como exemplo, temos a queima de magnésio, que ocorre nos fogos de artifício, ou a transformação do minério de ferro em ferro metálico, que ocorre na indústria siderúrgica.

### Evitando uma oxidação indesejável...

Você já deve ter cortado uma maçã ou uma banana e verificado que ela escurece após certo tempo. E como já estudou em outras aulas, variações de cor e de aspecto evidenciam uma transformação química.

Esse escurecimento é resultado da oxidação de algumas substâncias presentes na fruta pelo oxigênio do ar atmosférico. Mas, você sabe como evitar que isso ocorra? Não?! Então experimente o que vou ensinar.

Vá até a sua cozinha, corte uma maçã em pedaços. Em um deles, adicione gotas de suco de limão. Passe um outro pedaço em açúcar. E deixe um terceiro pedaço sem nada. Coloque os três pedaços expostos ao ar, durante uma hora.

Se você fez o experimento, deve ter percebido a diferença do que aconteceu nos três pedaços. Na verdade, o limão e o açúcar, colocados sobre a poupa, previnem a oxidação, evitando o escurecimento da maçã. Isso ocorre porque existem substâncias no limão (o ácido ascórbico) e no açúcar (sacarose) que se oxidam, na presença do oxigênio do ar, no lugar da substância da polpa.



**Figura 8:** Para evitar o escurecimento de determinadas frutas em uma salada, você pode adicionar o suco de alguma fruta ácida, como laranja ou limão, ou simplesmente, adicionar açúcar.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/1345290> - Autor: Liz West

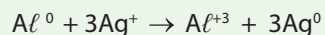
Então, agora você já sabe! Para preparar aquela salada de frutas deliciosa e permitir que algumas frutas não escureçam, basta adicionar suco de limão ou de laranja, ou açúcar.

## Recuperando objetos de prata

Você já deve ter reparado que alguns objetos de prata ficam escuros com o tempo. Isso ocorre devido a uma reação de oxirredução.

Quer aprender uma receita caseira para deixá-las brilhando novamente? Basta cortar algumas tiras de papel-alumínio e colocá-las em uma bacia de plástico com as bijutérias ou os talheres por cima. Em seguida, cubra tudo com água fervente e acrescente 3 colheres de sopa de bicarbonato de sódio. Deixe de molho por 10 minutos. Retire as peças, enxágue-as em água limpa e enxugue-as com um pano macio.

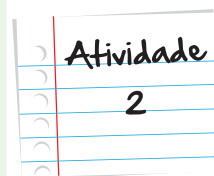
O alumínio, por ser mais reativo, regenera a prata, segundo a equação esquematizada:



E seu objeto de prata fica como novo!

Para a reação acima, identifique:

- Quem sofre oxidação?
- Quem sofre redução?
- Quem é o agente redutor?
- Quem é o agente oxidante?



Anote suas  
respostas em  
seu caderno

## Seção 2

### Ligando a pilha!

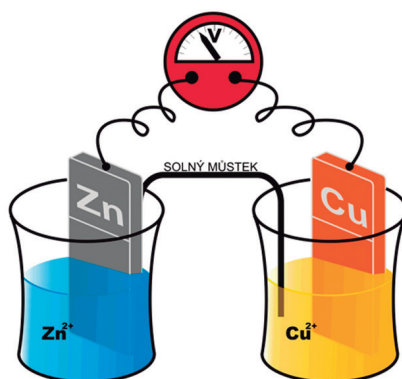
Mas você deve estar se perguntando: Qual é a relação entre uma reação de transferência de elétrons e o funcionamento de uma pilha ou bateria?

As pilhas e as baterias funcionam quando os elétrons que passam de um reagente para outro percorrem um **condutor**, gerando uma corrente elétrica que pode ser aproveitada como energia elétrica.

#### Condutor

Material que permite que os elétrons se desloquem através dele. Os metais são ótimos condutores de eletricidade, por isso são utilizados na produção de fios.

Saiba Mais



Em 1936, um químico inglês chamado Jon Frederic Daniell (1790-1845, construiu o primeiro dispositivo que gerava energia elétrica, interligando eletrodos constituídos por um metal imerso em uma solução de seus íons.

Esse mecanismo é a base das pilhas usadas atualmente, por isso, quando são constituídas apenas por metais e seus íons em solução, elas são chamadas de pilhas de Daniell.

Para saber mais sobre como foi inventada a pilha, leia o artigo “O bicentenário da invenção da pilha elétrica” na Revista Química Nova na Escola, número 11, de maio de 2000. Você pode acessá-lo em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a08.pdf>

Então, vamos aprender a montar uma pilha?

## Montando uma pilha

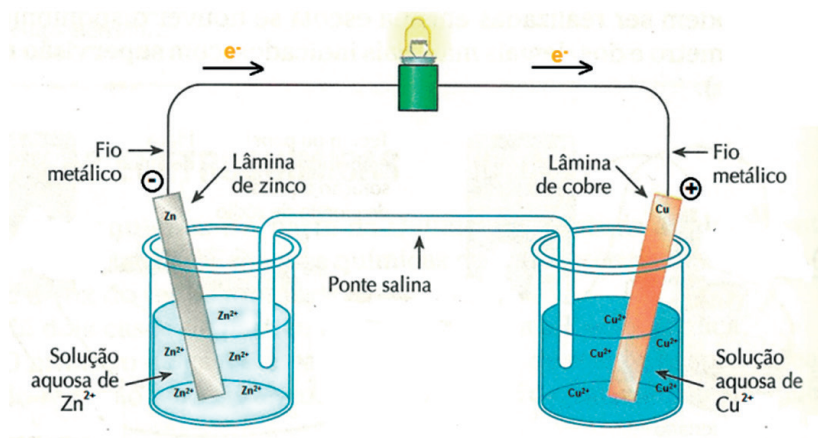
Para montar uma pilha de Daniell, você precisará de um sistema adequado para a ocorrência de uma reação de oxirredução. Iremos chamá-lo de **célula eletroquímica**.

### Célula eletroquímica

É um sistema no qual ocorre, simultaneamente, uma reação de oxidação e outra de redução.

Além disso, serão necessários dois eletrodos imersos em soluções eletrolíticas para permitir a passagem de corrente elétrica. Como exemplo, utilizaremos um eletrodo de zinco, imerso em uma solução de íons  $\text{Zn}^{2+}$  e um eletrodo de cobre, também imerso em uma solução, mas agora de íons  $\text{Cu}^{2+}$ . Acompanhe a montagem na **Figura 9**.

Para finalizarmos, devemos ligar os dois eletrodos por um fio metálico e as duas soluções com uma ponte salina.



**Figura 9:** A montagem de uma pilha de Daniell. São necessárias duas placas metálicas (lâminas), imersas em soluções de sais de seus respectivos íons. Em seguida, liga-se com um fio metálico os dois eletrodos (as lâminas) e as soluções com uma ponte salina.

Fonte: [http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Daniell%C5%AFv\\_%C4%8D%C3%A1nek\\_001.png](http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Daniell%C5%AFv_%C4%8D%C3%A1nek_001.png) – Autor: Malmstajn

Você já deve ter reparado que em uma pilha temos o sinal “+” e do outro lado o sinal “-”. Convencionou-se que o polo negativo (sinal “-”) é aquele constituído pelo reagente que cede os elétrons, ou seja, pelo eletrodo que ocorre a oxidação. Ele é denominado anodo ou eletrodo negativo. Simultaneamente, no outro eletrodo (sinal “+”) ocorre o processo de redução a partir dos elétrons recebidos. Esse é chamado de catodo ou de polo positivo.

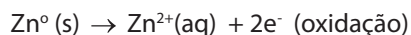
Mas o que ocorre durante o funcionamento de uma pilha de Daniell?

Vamos analisar cada um dos eletrodos antes e após o funcionamento da pilha. Acompanhe a descrição a seguir observando a **Figura 10**.

## O eletrodo de Zinco

O eletrodo de zinco é um sistema constituído por uma placa de zinco metálico (Zn), mergulhada em uma solução aquosa de íons  $\text{Zn}^{2+}$ , como o sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ).

Durante o funcionamento da pilha, átomos de zinco metálico ( $\text{Zn(s)}$ ) perdem elétrons, formando íons  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ . Essa transformação é representada pela seguinte equação:

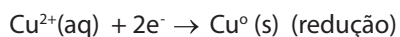


Olhando atentamente a reação química, pode-se deduzir que a placa de zinco sofre um desgaste, ou seja, a sua massa diminui. Por outro lado, aumenta-se a concentração de íons  $\text{Zn}^{2+}$  na solução. Os elétrons perdidos seguem pelo fio condutor até o eletrodo de cobre.

## O eletrodo de cobre

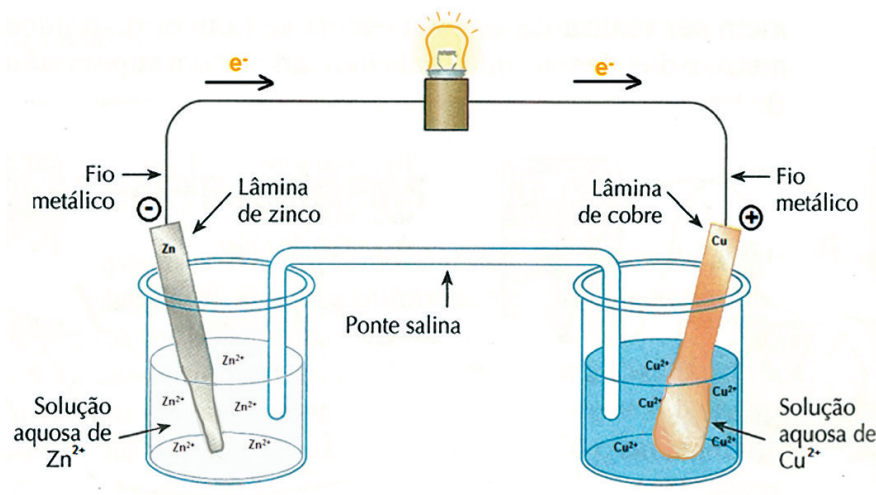
O eletrodo de cobre é um sistema constituído por uma placa de cobre metálico (Cu), mergulhada em uma solução aquosa de íons  $\text{Cu}^{2+}$ , como o sulfato de cobre II ( $\text{CuSO}_4$ ).

Com o funcionamento da pilha, cada cátion  $\text{Cu}^{2+}$  que se aproxima dessa lâmina de cobre recebe dois elétrons, transformando-se em cobre metálico [ $\text{Cu}^0(\text{s})$ ]. Podemos representar esse processo pela seguinte equação química:



Olhando atentamente a reação acima, podemos concluir que a concentração de íons  $\text{Cu}^{2+}$  na solução diminui, o que pode ser observado, experimentalmente, pela diminuição da coloração azul. Por outro lado, o cobre metálico ( $\text{Cu}^0$ ), que vai sendo formado, se deposita na lâmina, ocasionando o aumento de sua massa.





**Figura 10:** O funcionamento de uma pilha de Daniell: no polo negativo ocorre a oxidação do  $\text{Zn(s)}$ , por isso, a massa da placa diminui. Já o polo positivo recebe os elétrons que provocam a redução dos íons  $\text{Cu}^{2+}$ , acarretando o descolorimento da solução e o aumento da massa da placa de cobre.

Por essas observações, pode-se concluir que, no caso de uma pilha, a reação de oxirredução é espontânea, pois os elétrons cedidos durante a oxidação percorrem o fio condutor, provocando a redução do outro eletrodo.

Mas e a ponte salina? Por que precisamos dela?

Como foi dito acima, a concentração de cátions zinco ( $\text{Zn}^{2+}$ ) na solução aumenta, provocando um excesso de carga positiva. No outro eletrodo, com a diminuição dos cátions cobre II ( $\text{Cu}^{2+}$ ), a solução fica com um excesso de íons negativos.

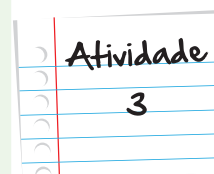
A função da ponte salina é permitir a passagem de íons de uma solução para outra, equilibrando o número de íons positivos e negativos na solução de cada eletrodo. Sem esse equilíbrio, a pilha não funciona.

### Vamos trocar as pilhas?

Para montarmos uma nova pilha, utilizaremos eletrodos de chumbo e alumínio, ou seja, uma placa de chumbo ( $\text{Pb}^0$ ) imersa em uma solução de íons  $\text{Pb}^{2+}$  e uma placa de alumínio ( $\text{Al}^0$ ) imersa em uma solução de íons  $\text{Al}^{3+}$ .

Veja o que ocorre durante o funcionamento dessa pilha:

- O acúmulo de chumbo metálico na placa de chumbo.
- O desgaste da placa de alumínio.



### Atividade

3

Diante dessas observações, tente responder às seguintes questões:

- Usando equações químicas, represente o que ocorre em cada eletrodo.
- Indique o polo positivo (catodo) e o polo negativo (anodo) da pilha formada.
- Diante das suas respostas anteriores, diga qual o sentido do fluxo de elétrons no fio condutor?
- Para terminar, desenvolva a equação global da pilha.

Anote suas  
respostas em  
seu caderno

### Multimídia

#### Pilhas caseiras ... que tal usar limão ou água salgada?!



Assista ao vídeo, disponível no endereço eletrônico a seguir, e aprenda como montar um brinquedo bem diferente e fazê-lo funcionar com a montagem de uma pilha caseira.

Endereço eletrônico:  
<http://www.youtube.com/watch?v=AZ1GN70fa6E&feature=related>

## Potenciais de redução

Na seção 1, vimos que uma mesma substância pode se comportar como oxidante ou como redutora, dependendo da outra substância com a qual ela reage. Será que existe uma forma de prever o seu comportamento?

Os cientistas criaram uma importante ferramenta que pode ser usada para fazer esse tipo de previsão: a tabela de potenciais de redução.

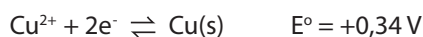
Essas tabelas podem trazer, além da simples ordenação da reatividade dos metais, um valor para cada espécie listada. Esses valores (em volts) são conhecidos como potencial-padrão de redução, ou como potencial de oxidação, se a tabela é de potenciais-padrão de oxidação.

**Tabela 1:** Potencial padrão de redução (soluções 1mol/L, 100kPa de pressão e a 25°C). Perceba que no topo da tabela encontram-se espécies que doam elétrons com facilidade, por isso possuem baixos potenciais de redução. Já na parte de baixo, encontramos espécies que recebem elétrons com maior facilidade; logo, com maiores potenciais de redução.

Aumenta o potencial de receber elétrons ↓	Equação de semirreação				E° (V)	↑ Aumenta o potencial de doar elétrons
	Na <sup>+</sup> (aq)	+	1 e <sup>-</sup>	⇌	Na (s)	- 2,71
	Mg <sup>2+</sup> (aq)	+	2 e <sup>-</sup>	⇌	Mg (s)	- 2,37
	Al <sup>3+</sup> (aq)	+	3 e <sup>-</sup>	⇌	Al (s)	- 1,68
	Zn <sup>2+</sup> (aq)	+	2 e <sup>-</sup>	⇌	Zn (s)	- 0,76
	Fe <sup>2+</sup> (aq)	+	2 e <sup>-</sup>	⇌	Fe (s)	- 0,44
	Co <sup>2+</sup> (aq)	+	2 e <sup>-</sup>	⇌	Co (s)	- 0,28
	Pb <sup>2+</sup> (aq)	+	2 e <sup>-</sup>	⇌	Pb (s)	- 0,13
	2H <sup>+</sup> (aq)	+	2 e <sup>-</sup>	⇌	H <sub>2</sub> (g)	0,00
	Cu <sup>2+</sup> (aq)	+	2 e <sup>-</sup>	⇌	Cu (s)	+ 0,34
	Ag <sup>+</sup> (aq)	+	1 e <sup>-</sup>	⇌	Ag (s)	+ 0,80
	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> (aq)	+	2 e <sup>-</sup>	⇌	2 Hg (s)	+ 0,85
	Cl <sub>2</sub> (g)	+	2 e <sup>-</sup>	⇌	2 Cl <sup>-</sup> (aq)	+ 1,36
	Au <sup>3+</sup> (aq)	+	3 e <sup>-</sup>	⇌	Au (s)	+ 1,42
	F <sub>2</sub> (g)	+	2 e <sup>-</sup>	⇌	2 F <sup>-</sup> (aq)	+ 2,87

Mas como calcular a voltagem de uma pilha?

Vamos voltar à primeira pilha que nós montamos, a de zinco e cobre. Verifique na tabela 1 o valor para o potencial de semirreação que ocorre no catodo (processo de redução):



Agora, verifique na tabela 1 o valor para o potencial da semirreação para o eletrodo de zinco:



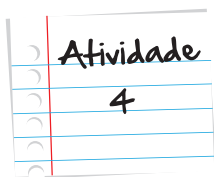
Repare que o sinal do valor do  $E_{\text{red}}$  para o Zn foi trocado, pois ele sofre oxidação.

Para obter a diferença de potencial entre os eletrodos ( $\Delta E$  ou ddp), deve-se somar o potencial de redução do catodo e o potencial de oxidação do anodo.

$$\Delta E = 0,34 + (+0,76) = +1,10 \text{ V}$$

Esse valor encontrado entre os potenciais é chamada de força eletromotriz (*fem*) de uma pilha. Quanto maior o valor dessa grandeza, maior a capacidade da pilha gerar corrente elétrica.

Além disso, você pode utilizar os valores de potenciais para prever se uma reação de oxirredução ocorre ou não espontaneamente. Se o resultado do cálculo da diferença de potencial for positivo, a reação ocorre espontaneamente, podendo ser utilizada para a construção de uma pilha. Caso contrário (sinal "-"), a reação não é espontânea e a reação não pode ser utilizada para a construção de uma pilha.



### O dente obturado e o talher de alumínio

Algumas pessoas sentem um “choque” ao encostar um talher de alumínio em um dente com obturação com amalgama de mercúrio. Qual será o motivo?

#### Amalgama de mercúrio

É um material, utilizado na odontologia, feito de uma liga de mercúrio, prata e estanho que, por ser resistente a oxidação, tem a finalidade de proporcionar a restauração dos dentes.

Fonte: <http://www.brasilecola.com/odontologia/amalgama.htm>

O choque elétrico é causado pela passagem da corrente elétrica (movimento de elétrons) que passa pelo nosso corpo. E então, já descobriu por que isso acontece?

É isso mesmo! O alumínio do talher e o mercúrio do amalgama formam uma pilha.

A partir dessa interessante constatação, descreva o funcionamento dessa pilha, justificando a sua formação por meio do cálculo da diferença de potencial. Para isso, use os valores de potenciais-padrão da **tabela 1**.

Anote suas  
respostas em  
seu caderno

A tabela de potenciais é uma ferramenta essencial para a construção de uma pilha. A partir dela, é possível prever qual a força eletromotriz que uma pilha pode produzir. Vejamos agora como a eletroquímica pode estar presente em nosso dia a dia.

## Seção 4

### Aplicação da eletroquímica no cotidiano

Como você acabou de estudar, as pilhas e baterias são exemplos de transformações químicas que geram energia elétrica. No entanto, existem transformações que só ocorrem com o consumo de energia elétrica. Esse processo é chamado de eletrólise.

A eletrólise é um processo químico, não espontâneo, que ocorre graças ao fornecimento de energia elétrica.

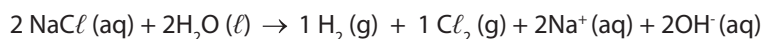
Importante

Vários produtos que utilizamos no nosso cotidiano são produzidos por eletrólise. É o caso do alumínio utilizado em portas, janelas, tampinhas de iogurte e, principalmente, latinhas de refrigerante.

Nesse caso, realiza-se a eletrólise da bauxita fundida, uma mistura de óxidos de alumínio que, quando separados das impurezas, recebem o nome de alumina. Para produzir uma tonelada de alumínio, são necessárias de 4 a 5 toneladas de bauxita, além de um gasto enorme de energia elétrica. Por isso, a reciclagem das latinhas de refrigerante é um processo muito importante para a economia industrial.

Outros produtos industriais muito importantes são produzidos através da eletrólise. É o caso do gás cloro, do hidróxido de sódio, do gás hidrogênio, do ácido clorídrico e do hipoclorito de sódio. E todos esses produtos são obtidos a partir da eletrólise de uma solução saturada de cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ).

Veja a equação global do processo de eletrólise:



Perceba que o gás cloro ( $\text{Cl}_2$ ), o gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) e o hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ), são produtos diretos da reação química.

Para a produção do ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ), reage-se o gás cloro (produzido no polo positivo) com o gás hidrogênio (produzido no polo negativo) que, em seguida, é borbulhado em água, originando o ácido clorídrico ( $\text{HCl} (\text{aq})$ ).

Já o hipoclorito de sódio ( $\text{NaClO}$ ) é produzido através da reação do hidróxido de sódio com o gás cloro produzido. Veja a equação química abaixo:





**Figura 11:** O hidróxido de sódio é uma importante matéria-prima industrial, utilizada na fabricação do papel, tecidos, biodiesel, entre outras, obtida por meio da eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio. Além dele, são obtidos o gás cloro (usado no tratamento de água e de outros produtos como o PVC), o ácido clorídrico (utilizado para limpar e galvanizar metais e no refino de uma grande variedade de produtos) e o hipoclorito de sódio (usado como desinfetante e alvejante, sendo o princípio ativo da água sanitária).

Fonte: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:SodiumHydroxide.jpg> – Autor: Walkerma

Pode-se citar como outro exemplo de eletrólise, o processo de **galvanoplastia**, ou seja, a aplicação de camadas de metais, como prata, ouro, cobre, níquel e cromo, em objetos metálicos.

### Galvanoplastia

É uma técnica que permite revestir com um metal específico uma peça metálica, colocando-a como cátodo (no caso da eletrólise, o polo negativo) em uma célula eletrolítica.

Esse processo também é utilizado na proteção contra a **corrosão** do ferro presente no aço de pontes, barcos, vigas e automóveis, por exemplo.

### Corrosão

É um termo genérico, aplicado aos processos de oxidação dos metais, que são transformados em óxidos ou outros compostos.

Mas você sabe por que o ferro enferruja?

O ferro exposto ao ar atmosférico (gás oxigênio) e à umidade (vapor d'água) sofre um processo de oxirredução, já que a própria superfície do metal age como o anodo e como catodo de uma célula eletroquímica, e a água presente como o meio aquoso eletrolítico, meios necessários ao processo espontâneo de oxirredução.

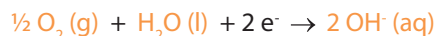
Perceba, nas equações químicas a seguir, o processo que ocorre durante a oxidação ferro:



Semirreação de oxidação do ferro:



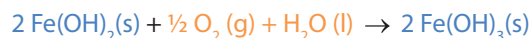
Semirreação de redução do gás oxigênio:



Equação global da formação de  $\text{Fe(OH)}_2$ :



Oxidação do hidróxido de ferro II a hidróxido de ferro III:



Na realidade, a ferrugem é uma mistura de hidróxido de ferro II ( $\text{Fe(OH)}_2$ ) e hidróxido de ferro III ( $\text{Fe(OH)}_3$ ), formando uma mistura de um sólido avermelhado e quebradiço.



**Figura 12:** A ferrugem é resultado da oxidação do ferro que tem como um dos seus produtos o óxido de ferro, é ele o responsável pela cor avermelhada.

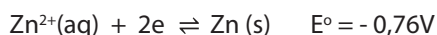
Fonte: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Rust.rost.JPG> – Autor: Kiko Correia

Um processo simples para a proteção de peças metálicas é o seu revestimento com uma película de tinta, evitando o seu contato com o gás oxigênio e a umidade presentes no ar atmosférico. Mas qualquer trinca na superfície provoca uma corrosão severa no metal exposto.

Outra forma de proteção é a galvanização da peça com um metal de sacrifício.

Metal de sacrifício?!?! Como assim?

Veja, como exemplo, o metal zinco. Repare nos seguintes valores:



Veja que o zinco possui um potencial de redução menor; logo, possui maior facilidade para se oxidar que o ferro.

Sendo assim, mesmo que a película de zinco fosse danificada e o ferro ficasse exposto, o zinco sofreria, preferencialmente, o processo de oxidação; logo, dizemos que o zinco agiu como metal de sacrifício.

Saiba Mais

### **Você já escutou falar em folha de flandres?**

Elas são muito utilizadas na produção de latas para armazenagem de conservas, carnes enlatadas e óleos comestíveis.

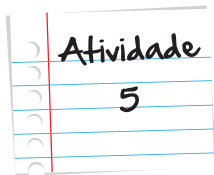
Consiste em um laminado de aço, envolvido em uma película de estanho, que tem a função de aumentar a sua vida útil, já que evita a ferrugem da chapa metálica de aço, além de aumentar a sua maleabilidade.

Esse revestimento pode ser realizado, mergulhando-se a lâmina de aço em recipientes, contendo estanho fundido, ou pelo processo eletrolítico. Esse último garante uma deposição mais homogênea e perfeita, produzindo uma folha de flandres mais resistente e duradoura.



**Figura 13:** Por sua grande resistência a corrosão, a folha de flandres é utilizada na produção de utensílios como latas de tinta, de alimentos e de produtos químicos, por exemplo.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/1083203> – Autor: ilker.



### Evite a corrosão do ferro!

Imagine que você tenha de proteger da corrosão o portão de ferro da sua casa que você acabou de comprar. Para isso, você tem disponíveis três tipos diferentes de tinta:

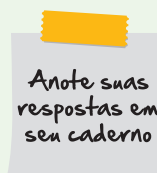
**Tinta 1** – Revestimento protetor, contendo magnésio metálico.

**Tinta 2** – Revestimento protetor, contendo zinco metálico.

**Tinta 3** – Revestimento protetor, contendo cobre metálico.

Quais as tintas que você pode usar para proteger o seu portão? Justifique a sua escolha.

Observação: Para escolhê-la, será necessário que você consulte o potencial de redução dos metais, na tabela 1, que compõem a tinta: magnésio (Mg), zinco (Zn) e Cobre (Cu) e compare-os com o do ferro (Fe).



Como você acabou de estudar, os processos eletroquímicos são muito importantes em nosso cotidiano. Mas eles também acarretam um sério problema ambiental. As pilhas e, principalmente, as baterias de celulares, quando descartados no lixo comum, vão parar em lixões ou em aterros sanitários e acabam sofrendo um processo de oxidação, que rompe o invólucro, acarretando o vazamento de vários metais pesados para o Meio Ambiente.

Esses metais podem causar sérios danos ambientais, já que muitos deles se acumulam nos lençóis freáticos, contaminando a água que muitas vezes é utilizada na irrigação de alimentos.

Por isso, pesquise em sua região o local que recebe esse lixo eletrônico para reciclagem. E não esqueça de divulgá-lo para os seus amigos e familiares. Afinal, a química também serve para proteger o planeta!

Fechamos aqui mais uma etapa, mas ainda não acabamos nossa viagem pela química! Na próxima unidade você será apresentado a um ramo chamado de Química Orgânica, conhecerá sua história e entenderá por que ela recebeu esse nome e, ainda, o que ela tem de diferente do que aprendemos até aqui. Nos encontraremos por lá, certo?

## Resumo

- As pilhas e baterias são processos espontâneos que utilizam a transferência de elétrons de uma reação de oxirredução para gerar corrente elétrica.
- Nessas reações, a espécie que perde elétrons sofre um processo denominado oxidação. Já a espécie que ganha elétrons sofre a redução.
- Para a montagem de uma pilha, precisamos de dois eletrodos imersos em soluções eletrolíticas. A união dos eletrodos com um fio metálico e das soluções, com uma ponte salina, gera a transferência espontânea de elétrons.
- Esse fluxo de elétrons ocorre do polo negativo (polo em que ocorre a oxidação, ou seja, o anodo) para o polo positivo (polo em que ocorre a redução, ou seja, o catodo).
- A diferença de potencial entre os eletrodos escolhidos para a montagem de uma pilha gera uma força eletromotriz que é calculada a partir dos potenciais dos eletrodos.
- Já a eletrólise é um processo não espontâneo, onde a passagem de uma corrente elétrica gera a ocorrência de uma reação química. É um processo muito utilizado na obtenção de várias matérias-primas industriais, como o alumínio, a soda cáustica e o ácido clorídrico.
- Além disso, o processo de eletrólise, chamado galvanização, é muito importante na prevenção da corrosão de diversos metais, principalmente o ferro.

## Veja ainda

A revista Química Nova na Escola apresenta artigos bem interessantes sobre o tema da nossa aula. Destaco para você os seguintes textos:

- Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a01.pdf>
- Corrosão: um exemplo usual de fenômeno químico. <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc19/a04.pdf>

O portal PontoCiência.org apresenta vários experimentos interessantes sobre eletroquímica. Sugiro uma visita:

- Funcionamento de uma bateria de carro: <http://pontociencia.org.br/gerarpdf/index.php?experiencia=71>
- Construção de um candelabro de uma latinha de alumínio: <http://pontociencia.org.br/gerarpdf/index.php?experiencia=849>

## Referências

- ATKINS, Peter W., Loretta Jones. **Princípios de Química Questionando a vida moderna e o meio**. 5th Edição. Porto Alegre: Bookman, 2012. 1030 p.
- FONSECA, Martha R. M. da. **Química**: físico-química, textos e atividades complementares. São Paulo: FTD, 2007. 144 p.
- FONSECA, Martha R. M. da. **Química**: meio ambiente, cidadania, tecnologia; v.2. São Paulo: FTD, 2010. 400p.
- LEVORATO, Anselmo et al. **Química – Ensino Médio**. Curitiba: SEED-PR, 2006. P. 248.
- MORTIMER, Eduardo Fleury, MACHADO, Andréa Horta. **Química**, 2: Ensino Médio. São Paulo: Scipione, 2010. 256 p.
- NARCISO, Jr., JORDÃO M. Projeto Escola e Cidadania – **Química**: Pilhas e Baterias: energia empacotada. São Paulo: Editora do Brasil, 2000. 24 p.
- PERUZZO, Francisco M., CANTO, Eduardo L. **Química na abordagem do cotidiano V.2**. São Paulo: Moderna, 2006. 376 p.
- SILVA, E. Roberto. NÓBREGA, O. Salgado. SILVA, R. R. Hashimoto. **Química – transformações e energia**. São Paulo: Ed. Ática. 2001. 408 p.

### Atividade 1

Material	Aspecto inicial	Aspecto final
Solução de sulfato de cobre	Coloração azul	A coloração azul diminui de intensidade.
Palha de aço	Sólido de coloração cinza escuro.	Formação de um sólido de coloração castanho-avermelhado. Com o passar do tempo, a palha de aço se desmancha.

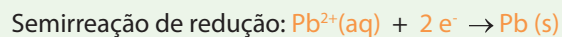
Respostas  
das  
Atividades

### Atividade 2

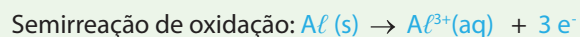
- O alumínio metálico:  $\text{Al}^0$
- Os íons prata:  $\text{Ag}^+$
- O alumínio metálico, já que provoca a redução dos íons  $\text{Ag}^+$ .
- O  $\text{Ag}^+$  pois provoca a oxidação do alumínio metálico.

### Atividade 3

- O acúmulo de chumbo indica que íons  $\text{Pb}^{2+}$  ganham elétrons, produzindo chumbo metálico ( $\text{Pb}^0$ ):



E o desgaste da placa de alumínio indica que átomos de alumínio metálico ( $\text{Al}^0$ ) perdem elétrons, produzindo íons  $\text{Al}^{3+}$ .

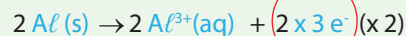


- O polo positivo (catodo) é o eletrodo de chumbo, pois esse sofre redução. Já o polo negativo (anodo) é o eletrodo de alumínio, pois esse sofre oxidação.

## Respostas das Atividades

- c. Os elétrons são emitidos pela placa de alumínio e fluem para a placa de chumbo.
- d. Você lembra que o número de elétrons cedidos e recebidos deve ser igual, por isso, não se esqueça de multiplicar as equações químicas. Veja como fica a equação global:

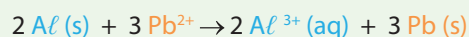
Semirreação de oxidação:



Semirreação de redução:



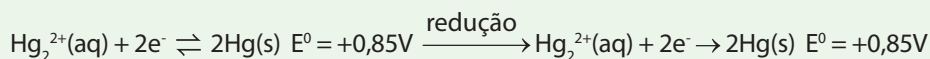
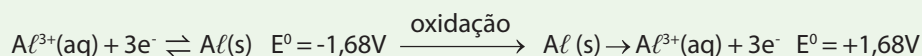
Equação de global:



### Atividade 4

O alumínio metálico tem o potencial de redução menor que o mercúrio, logo, sofre oxidação. Isso significa que o alumínio perde elétrons com mais facilidade, sendo o ânodo da pilha formada. Já o mercúrio do amálgama recebe elétrons, sofrendo redução e atuando como o catodo. A saliva, por sua vez, atua como solução eletrolítica.

Para o cálculo da ddp, precisamos recorrer à tabela de potenciais:



$$\Delta E = 0,85 + (+1,68) = +2,53 \text{ V}$$

Como o valor encontrado é positivo, o processo é espontâneo e a pilha ocorre.

### Atividade 5

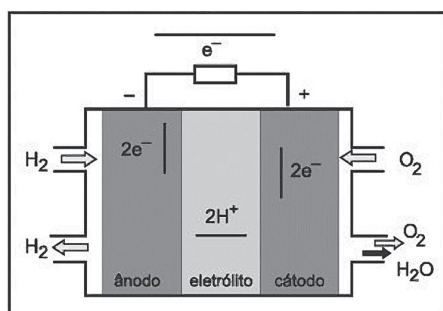
Para evitar a corrosão (oxidação) do ferro, é necessária a presença de um metal que possua um potencial de redução menor que o dele. No caso, podemos proteger o portão de ferro da corrosão, usando os metais magnésio e zinco como metais de sacrifício.



# O que perguntam por aí?

## Questão 1 (Enem 2010)

O crescimento da produção de energia elétrica ao longo do tempo tem influenciado decisivamente o progresso da humanidade, mas também tem criado uma séria preocupação: o prejuízo ao Meio Ambiente. Nos próximos anos, uma nova tecnologia de geração de energia elétrica deverá ganhar espaço: as células a combustível hidrogênio/oxigênio.



VILLULLAS, H. M.; TICIANELLI, E. A.; GONZÁLEZ, E. R. *Química Nova Na Escola*.  
Nº15, maio 2002.

Com base no texto e na figura, a produção de energia elétrica por meio da célula a combustível hidrogênio/oxigênio diferencia-se dos processos convencionais porque:

- Transforma energia química em energia elétrica, sem causar danos ao Meio Ambiente, porque o principal subproduto formado é a água.
- Converte a energia química contida nas moléculas dos componentes em energia térmica, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao Meio Ambiente.
- Transforma energia química em energia elétrica, porém emite gases poluentes da mesma forma que a produção de energia a partir dos combustíveis fósseis.

- d. Converte energia elétrica proveniente dos combustíveis fósseis em energia química, retendo os gases poluentes produzidos no processo sem alterar a qualidade do Meio Ambiente.
- e. Converte a energia potencial acumulada nas moléculas de água contidas no sistema em energia química, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao Meio Ambiente.

**Resposta: letra A**

**Comentários**

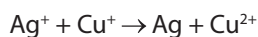
A energia produzida a partir da célula combustível hidrogênio/oxigênio é uma energia limpa, produzindo como subproduto principal a água, o que diferencia dos processos convencionais, mais poluentes.



# Atividade extra

## Exercício 1 – Cecierj – 2013

Vidros fotocromáticos são utilizados em óculos que escurecem as lentes com a luz solar. Estes vidros contêm nitrato de prata e nitrato de cobre(I) que, na presença de luz, reagem conforme a equação:

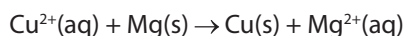


Podemos concluir que nesta reação:

- a. o cobre ganha elétrons, por isso sofre oxidação.
- b. a prata perde elétrons, por isso sofre oxidação.
- c. o cobre perde elétrons, por isso sofre redução.
- d. a prata ganha elétrons, por isso sofre redução.

## Exercício 2 – Cecierj – 2013

Em uma reação de oxirredução, uma espécie irá perder elétrons e a outra irá ganhar. Veja o exemplo da reação química:



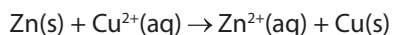
Nessa reação mostrada, verifica-se que o:

- a.  $\text{Cu}^{2+}$  é reduzido a Cu.
- b. Mg é reduzido a  $\text{Mg}^{2+}$ .

- c. Cu perde dois elétrons.
- d. Mg recebe dois elétrons.

### Exercício 3 – Cecierj – 2013

Veja o exemplo da reação a seguir, que ocorre ao se colocar um pedaço de zinco em uma solução de cobre(II):

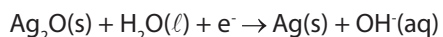
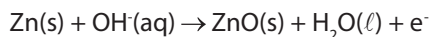


Nessa reação de oxirredução, o zinco:

- a. sofreu redução e o cobre sofreu oxidação.
- b. se reduz, logo ele é o agente redutor.
- c. ganha elétrons e o cobre perde.
- d. se oxida e o cobre se reduz.

### Exercício 4 – Adaptado de ENEM – 2009

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.

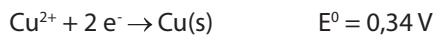


Analisando as reações dessa pilha, podemos concluir que essa

- a. apresenta o óxido de prata como o ânodo.
- b. apresenta o zinco como o agente oxidante.
- c. tem como reação da célula:  $\text{Zn(s)} + \text{Ag}_2\text{O(s)} \rightarrow \text{ZnO(s)} + 2\text{Ag(s)}$ .
- d. apresenta fluxo de elétrons na pilha do eletrodo de  $\text{Ag}_2\text{O}$  para o Zn.

## Exercício 5 – Adaptado de Cecierj – 2013

Considere as seguintes semi-reações e os respectivos potenciais normais de redução ( $E^0$ ):

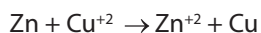


O potencial da pilha formada pela junção dessas duas semirreações será:

- a. +0,59 V.
- b. -0,59 V.
- c. +0,09 V.
- d. -0,09 V.

## Exercício 6 – Cecierj – 2013

A reação que ocorre em uma pilha é representada pela seguinte equação:



Sabendo-se que o potencial de redução do zinco é igual a - 0,76 V e o do cobre é igual a + 0,34 V, a diferença de potencial, em V, da pilha será:

- a. +0,42.
- b. -0,42.
- c. +1,10.
- d. -1,10.

## Exercício 7 – Cecierj – 2013

Dada as espécies químicas representadas a seguir através de semirreações:

Semirreações	Potencial padrão de Redução (volt)
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	- 2,7
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,5
$\frac{1}{2} \text{Cl}_2 + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$	+1,4

Qual, nas condições padrão, é a mais oxidante, ou seja, tem maior tendência a sofrer redução?

- a. Cu.
- b.  $\text{Na}^+$ .
- c.  $\text{Cu}^+$ .
- d.  $\text{Cl}_2$ .

## Gabarito

### Exercício 1 – Cecierj – 2013

A B C D  
☐ ☐ ☐ ☒

### Exercício 2 – Cecierj – 2013

A B C D  
☒ ☐ ☐ ☐

### Exercício 3 – Cecierj – 2013

A B C D  
☐ ☐ ☐ ☒

### Exercício 4 – Adaptado de ENEM – 2009

A B C D  
☐ ☐ ☒ ☐

### Exercício 5 – Adaptado de Cecierj – 2013

A B C D  
☒ ☐ ☐ ☐

### Exercício 6 – Cecierj – 2013

A B C D  
☐ ☐ ☒ ☐

### Exercício 7 – Cecierj – 2013

- A** ☐ **B** ☐ **C** ☐ **D** ☒

