

**Redação selecionada e publicada  
pela Olimpíada de Química SP-2011**

**Autor:** Daniel Arjona de Andrade Hara

**Série:** Primeira Ensino Médio

**Profs. :** Roberto Mauro da Fonseca

**Colégio:** Objetivo Granja Viana

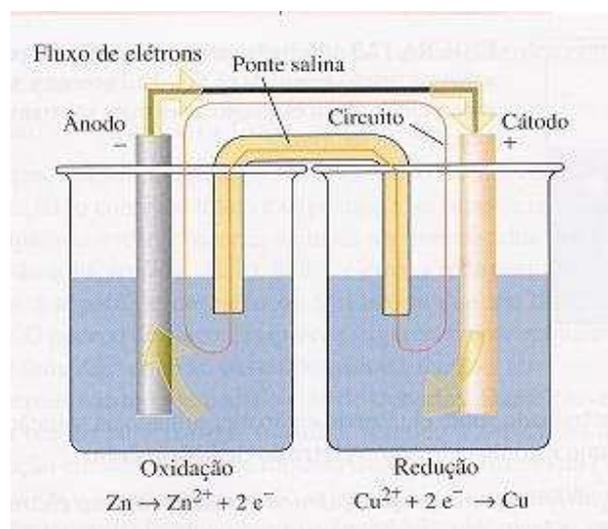
**Cidade:** Cotia, SP

### A Química das Baterias

Bem-vindo, caro leitor, ao extraordinário e maluco mundo da QUÍMICA! Deixe-me apresentar, sou químico e gostaria de falar algo sobre meu ramo de atuação. Tenho especialização em baterias.

Olhe à sua volta. Há um celular no seu bolso? Um notebook no seu quarto? Um controle remoto perto da sua TV? Você está ouvindo o seu “Ipod”? Há algum carro por perto? Pois saiba que nada disso existiria sem os profissionais da minha área!

Todos estes aparelhos necessitam das **baterias** para funcionar. Uma bateria é um conjunto de **pilhas** ou **células galvânicas** (que recebem este nome em homenagem ao célebre cientista italiano Luigi Galvani (1737 – 1798)). Uma célula galvânica é um dispositivo que produz corrente elétrica a partir de reações químicas.



A corrente elétrica nada mais é que um fluxo ordenado de elétrons. Damos uma olhada num tipo simples de célula galvânica, a pilha de Daniell, para ter uma noção de como funciona. Quem a inventou, foi o físico inglês John Daniell (1790 – 1845).

Toda célula galvânica tem como base uma reação de oxidação-redução (redox, para os íntimos). Uma reação redox é aquela em que há transferência de elétrons de um átomo a outro. Esta viagem feita pelos elétrons de um lado para outro pode ser aproveitada como forma de energia, para, por exemplo, você ligar seu celular.

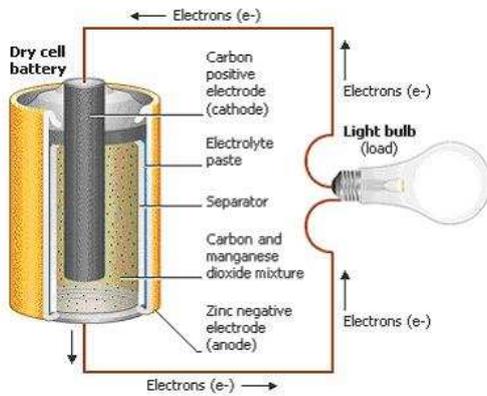
Voltemos à tal pilha de Daniell. Ela é composta de dois recipientes. Em um deles, temos uma solução de sulfato de zinco ( $ZnSO_4$ ) e, no outro, de sulfato de cobre ( $CuSO_4$ ). Na primeira solução, é imersa uma chapa de zinco, e na última, de cobre. Ambas as chapas (eletrodos) são ligadas por um fio condutor. O seguinte ocorrerá:

Figura 1: Esquema da pilha de Daniell

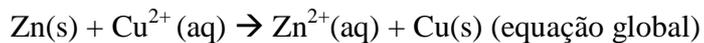
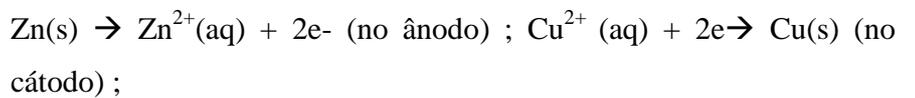
Os íons cobre “roubam” elétrons dos átomos de zinco. Isto acontece, porque os átomos de cobre têm maior tendência de ganhar elétrons. Para quem já está mais familiarizado com a Química, isto tem raiz na eletronegatividade e energias de ionização dos metais, entre outros fatores. Assim, os íons, que antes estavam em solução, passam a ser átomos

neutros, o que faz com que eles se depositem na chapa, que aumenta de massa. Esta célula (o conjunto da chapa e a solução) é o pólo positivo ou ânodo, ou seja, o que ganha elétrons.

Já os átomos de zinco perdem seus elétrons, tornando-se íons e passando à solução. A chapa de zinco perde átomos, o que faz com que perca massa e diminua, sofrendo corrosão. Este é o pólo negativo ou cátodo, ou seja, o que doa elétrons.



Os elétrons “roubados” viajam pelo fio condutor. Eles formam uma corrente elétrica. Esta corrente pode ser utilizada para, por exemplo, acender uma lâmpada. Este é o mecanismo básico das células galvânicas! Incrível, não?! Tudo isso pode ser escrito, em “quimiquês”, da seguinte maneira:



Não se preocupe com a ponte salina da figura. Ela só está lá para permitir o livre movimento de íons entre as soluções. Sem ela, a pilha não funciona.

Claro, este tipo de pilha é bastante rudimentar e foi inventado em 1836, sendo utilizada em telégrafos.

Atualmente, existem vários outros tipos de baterias, baseados em outros tipos de células galvânicas. Elas produzem uma corrente mais estável, mais intensa e podem funcionar por mais tempo. Vamos conhecê-las?

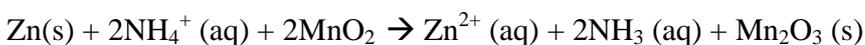
Figura 2: Esquema de uma Pilha Seca

Começamos pela pilha seca, também chamada de pilha de Leclanché. A pilha seca é utilizada em uma infinidade de aparelhos, como máquinas fotográficas, lanternas, sons portáteis, brinquedos, etc. Ela foi inventada em 1868 pelo engenheiro francês Georges Leclanché (1839 – 1882).

Ela consiste num invólucro de zinco (Zn), recoberto de aço. No interior deste cilindro, há uma pasta, formada por dióxido de manganês (MnO<sub>2</sub>) e cloretos de amônio e de zinco (NH<sub>4</sub>Cl e ZnCl<sub>2</sub>). Na pasta, encontra-se mergulhada uma barra de grafita.

O pólo positivo é formado pela pasta e pela grafita. O zinco forma o pólo negativo. As reações são: Zn(s) → Zn<sup>2+</sup>(aq) + 2e<sup>-</sup> (ânodo); 2NH<sub>4</sub><sup>+</sup>(aq) + 2e<sup>-</sup> → 2NH<sub>3</sub>(aq) + H<sub>2</sub>(g) (cátodo).

O dióxido de manganês consome o gás hidrogênio formado: H<sub>2</sub>(g) + 2MnO<sub>2</sub>(aq) → Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub>(s) + H<sub>2</sub>O(l). Assim, a equação global é:



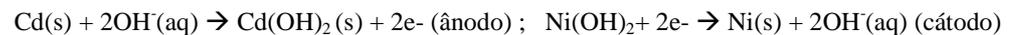
Este tipo de pilha tem a vantagem de ser barata e tem voltagem de 1,5 V. Porém, tem vida útil curta. Não são recarregáveis e devem ser descartadas após o uso. Também pode haver degradação do zinco, fazendo a pilha “vazar”.

Uma variante desta pilha, as famosas pilhas alcalinas, utilizam hidróxido de potássio (KOH) para substituir o cloreto de amônio (NH<sub>4</sub>Cl). Isto aumenta a durabilidade da pilha. O nome “alcalina” vem do KOH, que é uma base.



Figura 3: Pilhas de Níquel - Cádmi

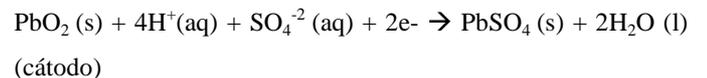
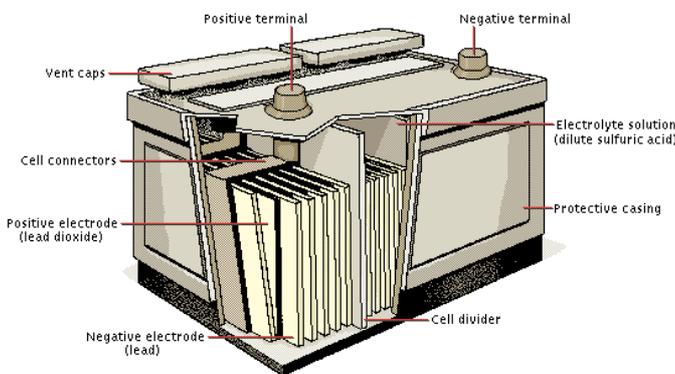
Outro tipo bastante conhecido de pilhas são as pilhas de níquel cádmio. Elas são formadas por um eletrodo de hidróxido de níquel (Ni(OH)<sub>2</sub>), constituindo o pólo positivo, e por outro de cádmio (Cd), o pólo negativo. Ambos os eletrodos encontram-se em contato com uma solução de hidróxido de potássio (KOH). Neste tipo de pilha, processam-se as reações:



Elas produzem 1,2 V. Assemelham-se às baterias de chumbo (que veremos a seguir!) no quesito alta durabilidade. São, portanto, recarregáveis. Podem operar até 500 ciclos (carga/descarga). Por isso, são utilizadas em celulares, calculadoras, etc. O uso de tais pilhas não é muito diferente do das pilhas de Leclanché. Outra semelhança com as pilhas de Leclanché alcalinas é a presença de KOH, uma base.

Agora vamos à uma contribuição da Química para os automóveis! O acumulador de chumbo é uma bateria utilizada neles. É ela que fornece energia para dar a partida em carros. Ela foi inventada, em 1859, pelo físico francês Gaston Planté (1834 – 1889), que se tornou célebre por sua invenção.

Esta bateria é constituída de duas placas imersas em ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Ambas são feitas de chumbo (Pb), porém, uma é recoberta com óxido de chumbo (PbO<sub>2</sub>). As reações que ocorrem são:



O eletrodo de Pb(s) é o pólo negativo, pois perde elétrons. Já o de PbO<sub>2</sub>(s) é o pólo positivo, já que recebe elétrons.

Uma diferença desta bateria com as já estudadas é a presença de ácido. Nas anteriores, era importante a presença de KOH, o hidróxido de potássio, que é uma base. Lembre-se, que, a grosso modo, um ácido é o “contrário” de uma base.

Esta bateria tem diferença de potencial (isto é, voltagem) de 12 V, designada para carros. Existem também as de 24 V e 36 V, utilizadas em veículos pesados. Note que ela apresenta alta voltagem, superior às baterias de níquel-cádmio, e às pilhas de Leclanché. Isto é explicado pelo seu uso: o seu carro não exige a mesma tensão que o seu controle remoto!

Figura 4: Esquema de Acumulador de Chumbo Ácido

O acumulador de chumbo tem uma vida útil bastante extensa (1 a 3 anos) e é recarregável. Sua recarga se dá com a energia do motor do carro. Elas produzem, embora que por um período curto de tempo, uma corrente consideravelmente alta. O baixo custo também é atrativo. Porém, seu principal problema é o peso, de aproximadamente 15 kg. As pilhas de Leclanché são muito menores! Seu tamanho faz com que tenha pequena densidade de energia (60 – 75 Wh/L), consideravelmente menor que outros tipos de baterias. Seu descarte também é problemático, pois o chumbo e o ácido sulfúrico são muito tóxicos.

Em um mundo onde é crescente a preocupação em relação ao uso de combustíveis fósseis e à poluição que estes causam, a humanidade vem procurando alternativas. O extraordinário poder das baterias pode nos ajudar. E muito. Já pensou em andar num carro que, invés de encher o tanque, deve ser ligado à tomada?

Pois isto é o que esta acontecendo em várias partes do mundo. No Japão, carros elétricos já são bem conhecidos. Estes são equipados com baterias, que os fazem rodar como um veículo convencional. Ou até melhor.

Para começar, um carro elétrico não causa nenhuma emissão de carbono (pelo menos não diretamente!). Sua potência pode ser igual ou até maior que seus concorrentes poluidores. Além disso, são incrivelmente silenciosos. Porém, seu uso é ainda restrito na imensa maioria de países: até mesmo no Japão, um carro elétrico sai pela bagatela de US\$30.000.

A bateria utilizada na maioria dos veículos elétricos atuais é a de tipo chumbo ácido, cujo funcionamento já discutimos. Ela não é usada apenas para a partida do motor, como nos carros tradicionais, mas para fornecer a energia que move o carro.



km, necessitando de 12 KWh de energia.

O KWh (1KWh é a energia necessária para manter funcionando um aparelho de 1W durante 1000 horas) de eletricidade no Brasil custa R\$0,29. Assim, podemos calcular quanto custa rodar 1 km em um carro elétrico em nosso país. Em uma simples “canetada”! Resulta:  $(12 \times 0,29)/80 = R\$0,043/\text{km}$

Figura 5: Carro elétrico recarregando  
(em vez de encher o tanque)

Já um 1 L de gasolina custa, nos postos brasileiros, em média, R\$2,75 e 1L de etanol, R\$1,61. Consideremos um carro econômico, que faz, digamos, 14 km com 1 L de gasolina e 9 km com 1 L de etanol. Os custos seriam de:  $2,75/14 = R\$0,19/\text{km}$ , se usarmos gasolina, e  $1,61/9 = R\$0,17/\text{km}$ , se usarmos etanol.

Além dos benefícios para o meio ambiente, devemos levar em conta os preços e a capacidade da bateria. Embora o preço de compra de um veículo elétrico seja salgado, a economia vem no custo por km rodado. Vamos aos números!

A energia necessária para carregar a bateria e a autonomia (quanto o carro pode andar sem recarregar) variam. Consideremos os modelo que tem autonomia de 80

Note que o custo, com etanol, é cerca de quatro vezes maior que com o carro elétrico. Usando gasolina, o custo é de cinco vezes o do carro elétrico. Um a zero pros carros elétricos!

Porém, um tanque, de 70L, cheio de gasolina, é capaz de rodar  $70 \times 14 = 980\text{km}$  e, cheio de etanol, é possível viajar por  $70 \times 9 = 630\text{km}$ . A capacidade de rodar, sem recargas, por apenas 80 km é ínfima! No quesito autonomia, os carros elétricos ainda estão anos-luz atrás dos convencionais! As baterias ainda têm densidade de energia bem menor que os combustíveis tradicionais!

Outro problema é que a eletricidade nem sempre é gerada de fontes limpas. As maiores fontes de energia do mundo são, infelizmente, os combustíveis fósseis, ou seja, o petróleo e o carvão. Assim, quando recarregamos a bateria do carro, emitimos dióxido de carbono para a atmosfera, já que estaríamos utilizando a energia vinda do petróleo ou carvão. O que isto significa? Que o carro elétrico pode poluir, sim. Até tanto quanto os convencionais. O que precisamos, para atingirmos o sonho da emissão zero, é gerar eletricidade limpa. Logo, devemos investir em energia eólica e solar, que são as preponderantes no mundo da energia limpa.

São imensos os avanços proporcionados pelas baterias. Porém, atualmente, elas ainda têm suas limitações. Uma é a capacidade de carga. Pilhas secas armazenam pouca eletricidade, e logo precisam ser trocadas. Você, com certeza, já sentiu este problema! Carros elétricos tem de ser recarregados frequentemente porque suas baterias não armazenam carga suficiente para percorrer grandes distâncias (mais de 80km)

Outra limitação é o peso e as dimensões. As baterias utilizadas nos carros elétricos respondem pela maior parte de seu peso e ocupam enorme espaço. Um objetivo para os químicos das baterias (como eu) é criar baterias menores, sem perda na capacidade de armazenamento.

Também sofremos com o tempo de recarga de baterias recarregáveis. Com certeza, você já utilizou pilhas recarregáveis! Quanto tempo elas duram para recarregar? Algumas horas, certo? Pois é, nós, químicos, devemos trabalhar para que elas recarreguem mais rápido.

Lembra-se do preço do carro elétrico? US\$30.000. Este custo vem do preço das baterias. Esta é uma limitação importante. Para realizarmos nosso sonho de um mundo sem poluição por veículos, deveremos diminuir o custo das baterias.



Outro problema enorme é que todas as baterias são danosas para o meio ambiente. Deve haver o descarte consciente delas. Elas são perigosamente tóxicas. Contêm metais pesados, como cádmio, chumbo, mercúrio, níquel, e outros, e materiais corrosivos, como ácido sulfúrico e hidróxido de potássio. Um desafio para o futuro das baterias é fazer com que elas sejam menos agressivas ao meio ambiente.

Vou trabalhar em tudo isto!! Daqui a pouco, talvez, todos estes problemas serão coisas do passado. Quem sabe, eu ganhe o Nobel por isso...

Este texto introduziu a você um pouco do maravilhoso mundo da Química. É incrível a contribuição desta fascinante disciplina ao nosso dia-a-dia. As baterias são essências na vida moderna. Desde “Ipods”, “walkman”s, controles remotos, computadores até automóveis! Já ouviu falar de um aparelho chamado marca-passos? Ele é

Figura 6: Pilhas usadas

usado para regular as batidas do coração e é totalmente dependente de uma bateria para funcionar! Vidas são salvas com as baterias! Já é impossível viver sem elas!

### **Bibliografia**

- Asociación Fundo de Investigadores y Editores. *Química, análisis de principios y aplicaciones. Tomo II*. Lumbreras Editores, 2008.
- ATKINS, Peter e JONES, Loretta. *Princípios de Química, Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente 3ª Edição*. Bookman, 2006.
- FELTRE, Ricardo. *Química 2*. Editora Moderna, 2008.
- FERRARO, Nicolau Gilberto; JÚNIOR, Francisco Ramalho; SOARES, Paulo Antônio de Toledo. *Os Fundamentos da Física, Eletricidade*. Editora Moderna, 2002
- FREITAS, Renato Garcia de. *Problemas e Exercícios de Química*. Editora Vestseller, 2007.
- GLINKA, N. *Química Geral*. Mir Moscow, 1981.
- SANTOS, Nelson. *Problemas de Físico Química IME ITA Olimpíadas*. Editora Moderna, 2007.
- SARDELLA, Antônio. *Química*. Editora Ática, 2000.
- RUSSEL, John. *Química Geral*. Makron Books, 1994.
- <http://carros.hsw.uol.com.br/carros-eletricos.htm>
- Figuras retiradas de:
- Figura 1: <http://www.infoescola.com/quimica/pilha-de-daniell-pilha-eletoquimica/>
- Figura 2: [http://www.odec.ca/projects/2006/glaz6j2/battery\\_info.htm](http://www.odec.ca/projects/2006/glaz6j2/battery_info.htm)
- Figura 3: <http://itp.nyu.edu/physcomp/Notes/Batteries>
- Figura 4: <http://www.reuk.co.uk/Lead-Acid-Batteries.htm>
- Figura 5: <http://dc.streetsblog.org/2009/08/12/electric-cars-the-gastax/>
- Figura 6: [http://s.fatwallet.com/static/attachments/6199\\_batteries.jpg](http://s.fatwallet.com/static/attachments/6199_batteries.jpg)