

Pilhas e/ou baterias podem ser definidas como geradores químicos de energia elétrica. Tecnicamente, a unidade geradora básica é denominada **célula**. Em muitos casos práticos, a tensão fornecida por uma célula é insuficiente para operar os equipamentos, de forma que duas ou mais são associadas em série, formando conjuntos. Daí o nome pilha ou bateria. Na linguagem do dia-a-dia, o nome célula é pouco usado e esses termos são aplicados mesmo no caso de uma única célula, como as *pilhas* comuns de 1,5 volts.

As baterias, ou melhor, *células* podem ser classificadas em dois grandes grupos:

Não recarregáveis: as reações que geram a energia não podem ser revertidas pela aplicação de uma fonte externa e, portanto, precisam ser trocadas quando esgotadas.

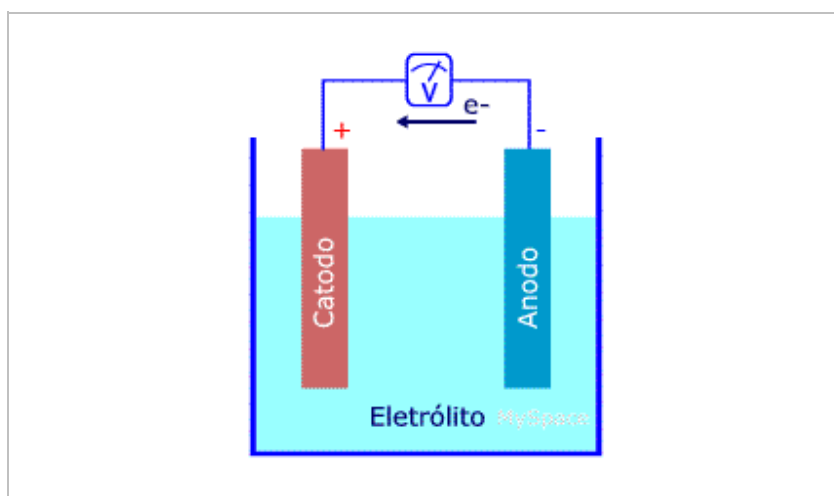
Recarregáveis: as reações são reversíveis pela aplicação de uma fonte externa. Mas não duram para sempre. O número de ciclos de carga-descarga é limitado e depende do tipo. Alguns tipos, como as de automóveis, são também denominadas *acumuladores*.

Célula básica

Conforme Figura 01, em um **eletrólito** aquoso de caráter ácido ou alcalino, encontram-se dois **eletrodos** de metais diferentes assim designados:

Anodo: onde ocorre uma reação de **oxidação**.

Catodo: onde ocorre uma reação de **redução**.



MSPC Figura 01

Na oxidação, o metal do anodo libera elétrons e íons positivos para o eletrólito. Esses elétrons seguem pelo caminho externo (carga) até o catodo, onde se combinam com o metal, liberando íons negativos, que é o processo de redução.

Na superfície do catodo os íons fazem as moléculas da água do eletrólito separarem-se em íons de hidrogênio (H^+) e hidróxido (OH^-).

Os íons positivos de hidrogênio combinam-se com os íons negativos do metal do catodo, tornando-os neutros.

Os íons negativos de hidróxido caminham pelo eletrólito até o anodo, onde encontram os íons positivos do seu metal. Eles se combinam, resultando em moléculas de água e de óxido do metal. Assim, o anodo é consumido.

Potenciais de oxidação para alguns elementos metálicos e hidrogênio

Al	→	Al^{3+}	+	$3e^-$	1,71 V
Zn	→	Zn^{2+}	+	$2e^-$	0,76 V
Fe	→	Fe^{2+}	+	$2e^-$	0,41 V
Pb	→	Pb^{2+}	+	$2e^-$	0,13 V
H_2	→	$2H^+$	+	$2e^-$	0,00 V
Cu	→	Cu^{2+}	+	$2e^-$	-0,34 V
Ag	→	Ag^+	+	e^-	-0,80 V

Os valores de tensões elétricas gerados pelas reações de oxidação e redução são características de cada metal e são obtidos experimentalmente, tomando-se como referência o hidrogênio, considerado de potencial nulo.

A tabela ao lado dá os valores para alguns metais. Valor negativo significa reação de redução.

Portanto, a tensão de uma célula é dada pela diferença dos potenciais de cada eletrodo:

$$V = V_{\text{anodo}} - V_{\text{catodo}} \quad \#A.1\#$$

Desde que não há nenhum parâmetro de massa ou de volume, fica claro que a tensão gerada não depende do tamanho físico da célula.

Pode-se também notar que os níveis de tensões são baixos e, muitas vezes, associações em série são necessárias conforme já comentado.

Célula de Volta

A invenção da primeira pilha elétrica coube ao físico italiano Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Volta, em 1800. Em justa homenagem, a comunidade científica posteriormente adotou o nome *volt* para a unidade de tensão elétrica.

A pilha de Volta era formada por discos de cobre e zinco alternadamente empilhados e, entre eles, tecido embebido com ácido sulfúrico (Figura 01). Portanto, zinco é o anodo e cobre, o catodo.

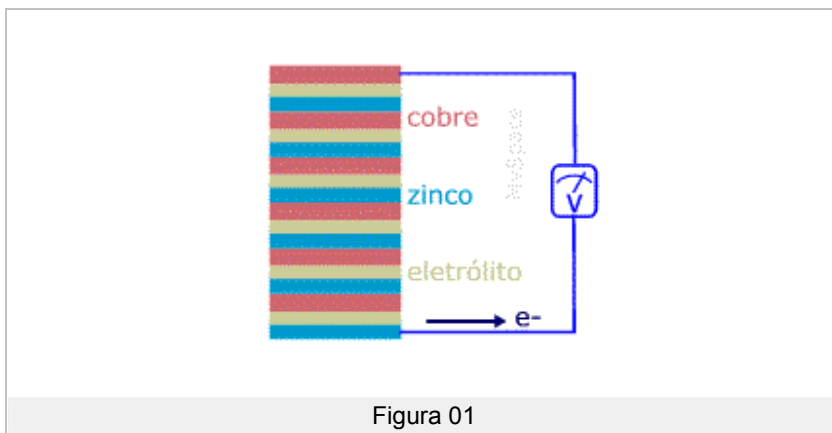
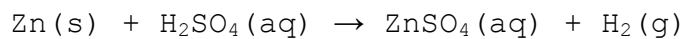


Figura 01

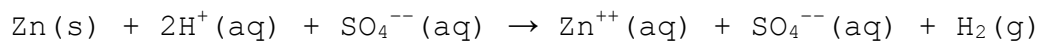
A tensão teórica de cada célula, conforme tabela e fórmula do tópico anterior, é

$$V = 0,76 - (-0,34) = 1,1 \text{ volts}$$

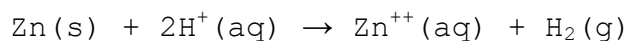
E a reação global é a do zinco com o ácido sulfúrico:



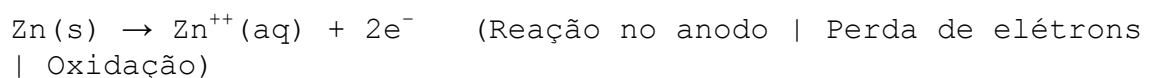
Considerando que compostos iônicos se dissociam em água, pode-se escrever essa equação na forma:

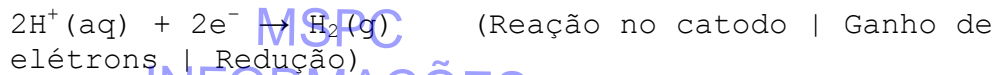


Removendo o íon SO_4 comum em ambos os lados, obtém-se a equação iônica líquida:



Para que isso ocorra, é preciso uma troca de elétrons, de forma que a equação anterior pode ser dada pelas duas seguintes:





Entretanto, a célula de Volta tem uma limitação prática: o hidrogênio formado no catodo cria uma barreira para a passagem dos elétrons. Isso se chama polarização. E a tensão da célula cai rapidamente com o uso. As células atuais (de outros tipos, naturalmente) contém substâncias que se combinam com o hidrogênio antes que ele consiga polarizar o eletrodo.

É uma evolução da célula de Volta, que, naturalmente, não é mais usada. Em lugar do ácido sulfúrico da célula de Volta, são usados eletrólitos separados:

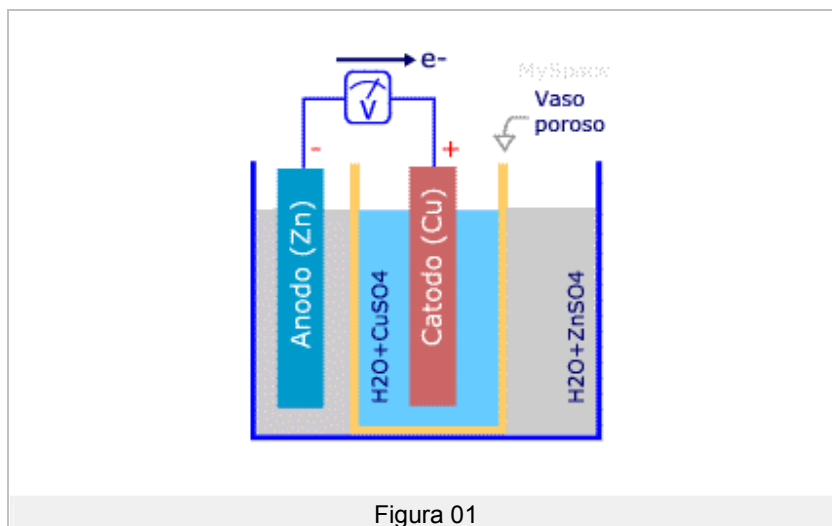


Figura 01

Sulfato de cobre para o catodo e sulfato de zinco para o anodo, que são mantidos em contato por meio de um vaso poroso que, teoricamente, só permite a passagem dos íons.

Os íons Cu^{++} depositam-se no catodo em forma metálica e, portanto, tornam-se neutros. Isso rompe o equilíbrio iônico da solução, fazendo os íons Zn^{++} atravessarem o vaso poroso e dando continuidade elétrica à célula.

Com o funcionamento, a concentração do eletrólito do zinco aumenta e a do cobre diminui, reduzindo a tensão. A polarização se dá pelo depósito dos íons Zn^{++} no cobre.

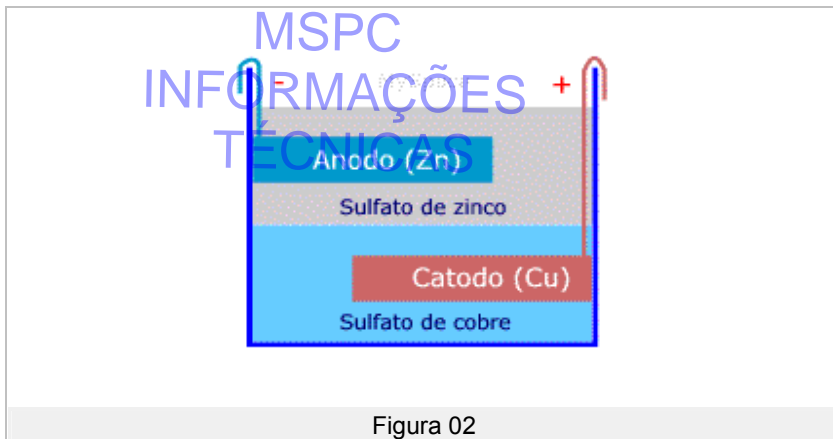


Figura 02

Para os curiosos que desejam construir uma célula de Daniell, o vaso poroso pode ser obtido a partir de uma vela comum de filtro de água doméstico.

O arranjo da Figura 02 dispensa o vaso, uma vez que a solução de sulfato de zinco tem massa específica inferior à do sulfato de cobre (é evidente que a solução deverá ser colocada vagarosamente para evitar mistura por agitação). Nos tempos do telégrafo, foi usado pelos Correios.

Cuidados devem ser tomados ao manusear produtos químicos. Usar os meios de proteção adequados. Não descartar no ambiente sem o devido tratamento. A sociedade agradece.

Célula seca

As baterias comuns de 1,5 V atualmente usadas têm como base a célula desenvolvida por Leclanchè por volta do ano de 1880.

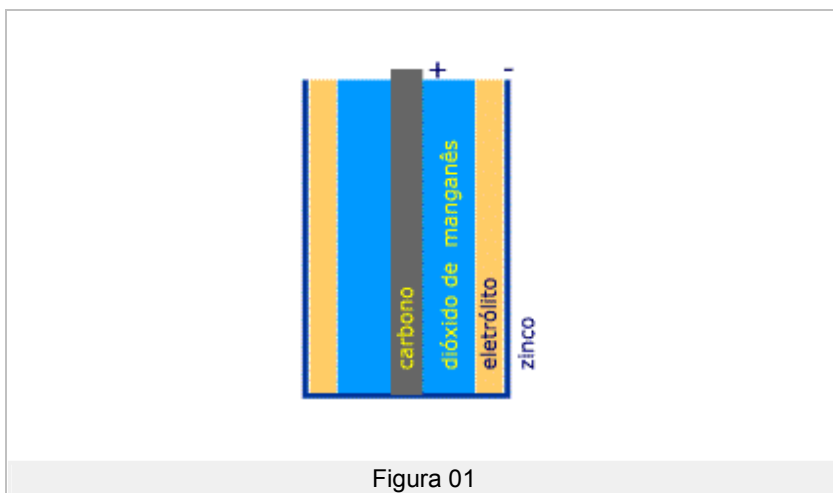


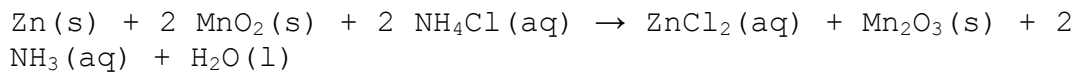
Figura 01

O anodo é zinco, o catodo é dióxido de manganês e o eletrólito, uma solução aquosa de cloreto de zinco ou amônia.

Nas células atuais, um óxido inerte é adicionado ao eletrólito para formar um gel e o catodo é carbono revestido com uma camada de dióxido de manganês. Ver Figura 01.

Com o uso, a concentração de cloreto de amônia cai e, portanto, a tensão também cai, o que é facilmente observado na prática.

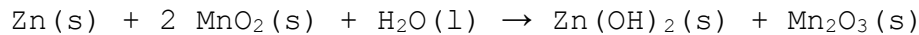
A reação global é dada a seguir.



Célula alcalina

As células alcalinas são similares às de Leclanchè, mas com uso de hidróxido de potássio (KOH) como eletrólito.

A reação global passa a ser:

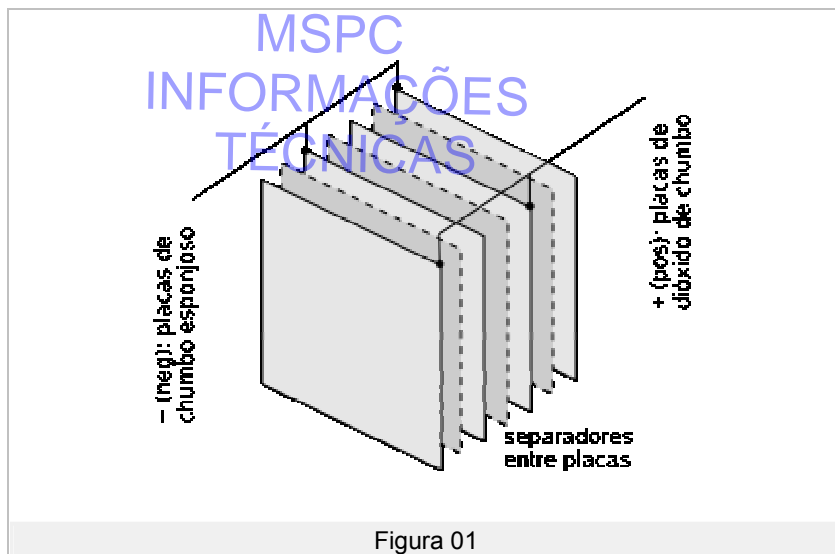


Notar que, ao contrário da anterior, o eletrólito não é consumido na reação. Teoricamente, a tensão é constante até o esgotamento do anodo. Essa vantagem faz as alcalinas substituírem cada vez mais as tradicionais, apesar do custo maior.

Célula chumbo-ácida

O anodo é chumbo, o catodo é óxido de chumbo (PbO₂) e o eletrólito, solução de ácido sulfúrico.

A tensão da célula é cerca de 2 V e é desnecessário dizer que sua maior aplicação é no ramo automotivo, normalmente agrupada em 6 para formar a bateria de 12 V.

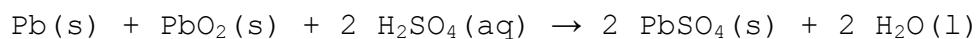


Na construção mais comum, anodo e catodo são placas retangulares planas, dispostas e interligadas alternadamente, com separadores de material poroso não condutor para evitar contato elétrico direto (Figura 01).

O conjunto fica no interior de uma cuba, submerso no eletrólito de solução de ácido sulfúrico.

Embora seja uma tecnologia criada há cerca de 100 anos, até o momento não há alternativa melhor para uso em automóveis e similares.

A reação global (para a descarga) é



Separando os íons do ácido, pode-se escrever:



E, de forma similar à da célula básica, consideram-se as trocas de elétrons em cada pólo durante a descarga (Figura 02). Para o eletrodo negativo (anodo), tem-se:

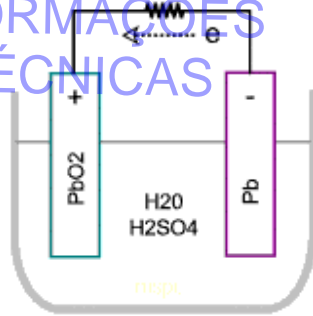
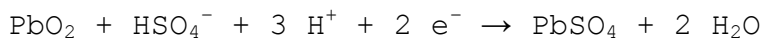


Figura 02



E para o eletrodo positivo (catodo),



À medida que é usada, a concentração de ácido sulfúrico diminui e, desde que este tem uma massa específica significativamente superior à da água, a redução da massa específica do eletrólito (e, portanto, da carga) pode ser facilmente observada com um instrumento (*densímetro*) tipo flutuador.

A célula chumbo-ácida é recarregável. Provavelmente, uma das razões para isso é o fato de o produto da descarga (sulfato de chumbo) ser insolúvel no eletrólito e permanecer junto dos eletrodos (em geral, nas células não recarregáveis, os produtos se perdem por serem gases ou se precipitam no eletrólito).

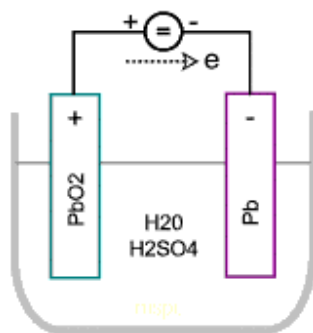
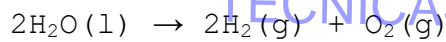


Figura 03

Uma vez descarregada, total ou parcialmente, uma fonte externa de energia elétrica, aplicada conforme Figura 03, reverte as reações anteriores, regenerando o chumbo e o óxido de chumbo dos eletrodos e o ácido sulfúrico do eletrólito.

MSPC
INFORMAÇÕES
TÉCNICAS

Mas o processo de carga tem seu lado problemático, uma vez que pode haver a reação comum de decomposição da água:



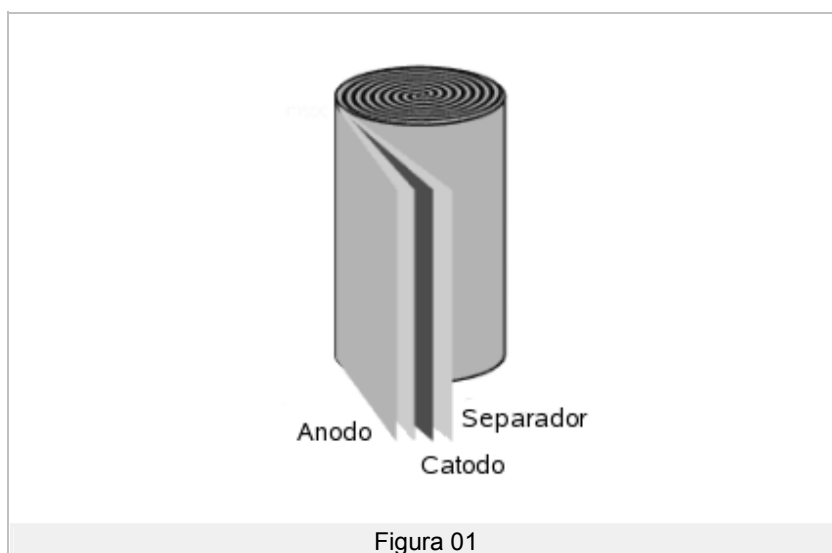
Ou seja, pode ocorrer a formação de uma mistura gasosa potencialmente explosiva e, para reduzir o risco, a carga deve ser controlada.

A evaporação da água faz necessária a complementação periódica com água pura. Para evitar isso, surgiram na década de 1970 as primeiras células *seladas*. Elas dispõem também de um composto catalítico que produz água se houver formação de hidrogênio e oxigênio durante o processo de carga.

Célula de níquel-cádmio

É formada por um anodo de cádmio, catodo de hidróxido de níquel ($\text{Ni}(\text{OH})_2$) e eletrólito de hidróxido de potássio (KOH). Bastante usada em aparelhos eletrônicos portáteis (telefones, computadores, etc). Também em alguns veículos elétricos e artefatos espaciais.

Para obter o máximo de capacidade no menor espaço possível, anodo e catodo são filmes flexíveis enrolados conforme esboço da Figura 01. Naturalmente, também há filme de material absorvente e não condutor que fixa o eletrólito entre ambos.



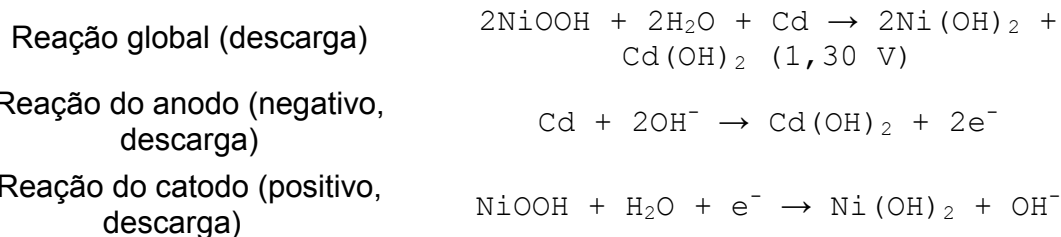
Notar que o material do catodo não é metal e, portanto, não pode formar um filme flexível. Há processos especiais para fabricação, como a deposição de níquel em pó sobre um filme de aço e aquecimento para fixação, formando uma superfície

porosa. E o hidróxido de níquel é depositado nos poros por processo eletroquímico.

Há também processos especiais para fabricação do anodo de cádmio, como a deposição do pó, de forma similar ao catodo.

É recarregável, similar à célula chumbo-ácida, vista em tópico anterior.

Comparada com esta última, tem vantagens como vida útil maior (suporta mais ciclos de carga-descarga) e maior tempo de conservação sem uso (vários meses, sem perda significativa da carga). Mas o custo é significativamente superior.



No processo de carga, as reações se invertem.

Há também um interessante fenômeno que pode ocorrer: se a célula é submetida a ciclos repetidos de carga e descarga de capacidade inferior à capacidade total da célula, por exemplo 70%, ela *memoriza* o valor e não aceita uma carga maior que 70% por mais tempo que se deixe na operação de carga. Isso é devido, aparentemente, à formação de uma superfície passiva nos eletrodos, que bloqueia a reação.

Mas o *efeito memória* parece ser menos comum do que se imagina. Foi observado em algumas aplicações espaciais. No uso do dia-a-dia, é mais provável a ocorrência de uma perda de tensão devido a sobrecargas, que podem alterar as estruturas cristalinas dos metais dos eletrodos.

Célula de níquel metal hidreto (NiMH)

As baterias de níquel metal hidreto (NiMH) podem ser consideradas uma evolução das de níquel cádmio (NiCd). Apresentam maiores taxas de energia armazenada por unidade de massa ou de volume e são menos prejudiciais ao ambiente. A construção é similar à das células de NiCd.

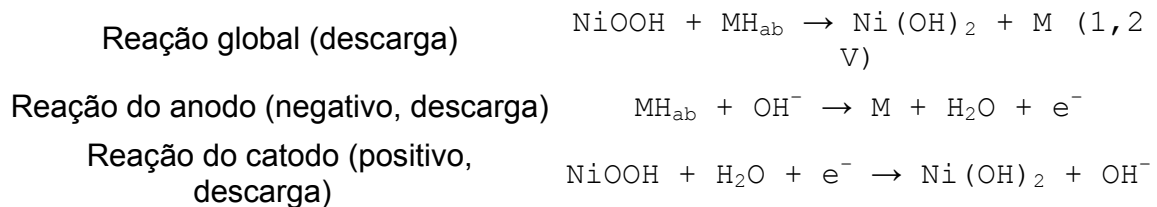
Anodo e catodo são filmes flexíveis enrolados e separados por filmes de material fibroso que retêm o eletrólito. O conjunto é encapsulado e interligado com os bornes externos para formar o dispositivo prático. Há ainda um pequeno suspiro

para liberar gases eventualmente formados.

Também de forma similar às células de NiCd, o catodo é hidróxido de níquel (Ni(OH)_2) e eletrólito, hidróxido de potássio (KOH).

A diferença está no anodo que, no lugar do cádmio, usa um *hidreto metálico*. Na realidade, é uma liga metálica que tem grande capacidade de absorção de hidrogênio (cerca de 1000 vezes o seu volume).

Essas ligas são em geral compostas por dois metais: um do *tipo A*, que absorve hidrogênio de forma exotérmica e outro do *tipo B*, que absorve de forma endotérmica. Assim, a combinação de ambos forma uma liga que pode operar satisfatoriamente em condições usuais. Algumas composições podem ser: Mg_2Ni , TiFe , LaNi_5 , ZnMn_2 , etc.



Onde M é a liga absorvente e Hab, o hidrogênio absorvido. Na carga as reações se invertem. Pode-se observar que, na carga, a liga M absorve hidrogênio e o libera na descarga.

Célula de níquel-hidrogênio

O anodo é hidrogênio gasoso, fisicamente mantido em um eletrodo de carbono poroso, de forma similar a uma célula de combustível. Na descarga, o hidrogênio é oxidado, resultando em água. É regenerado por eletrólise na carga.

O catodo é hidróxido de níquel e o eletrólito é hidróxido de potássio. Separadores dos elementos são construídos com cerâmica à base de zircônio.

A tensão da célula é cerca de 1,2 volts.

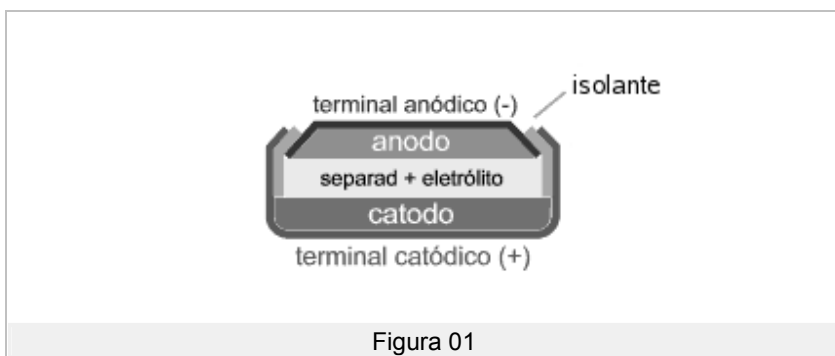
Devido ao uso do hidrogênio gasoso, a célula é contida em um recipiente hermético, cuja pressão pode chegar a 70 bar na condição de plena carga.

Usada em artefatos espaciais (satélites) em razão do baixo peso do hidrogênio, que resulta em uma relação energia por massa cerca de 50% maior que a da célula de Ni-Cd. O elevado custo é um fator que limita o uso em outras áreas.

MSPC INFORMAÇÕES TECNICAS

Célula de mercúrio

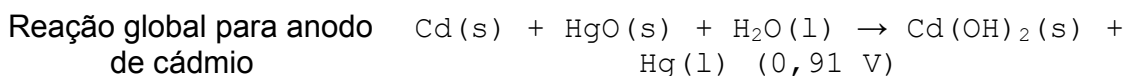
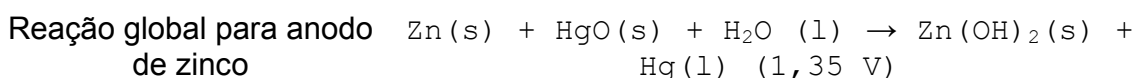
Usada em pequenas baterias para pequenos aparelhos como relógios, calculadoras e outros. A construção básica dessas baterias, normalmente em forma de discos ou pastilhas, é dada de forma aproximada pelo corte da Figura 01.



A figura mostra um formato básico, sem maiores pretensões. Células reais podem ter, a depender do tipo e do fabricante, outros elementos como membranas, suspiros para saída de gases, etc.

O anodo é zinco ou cádmio, o catodo é óxido de mercúrio e o eletrólito, hidróxido de potássio.

Provavelmente, essas baterias não são mais fabricadas devido ao perigo de contaminação com mercúrio.



Célula de óxido de prata

Desenvolvida para substituir a célula de mercúrio usada em pequenos aparelhos. Tem, portanto, formato similar ao exibido no tópico anterior.

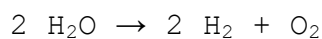
O anodo é zinco, o catodo é óxido de prata com traços de dióxido de manganês e o eletrólito, hidróxido de sódio (NaOH) ou de potássio (KOH).

Reação global: $Zn + Ag_2O \rightarrow ZnO + 2Ag$ (1,56 V)

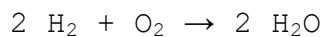
Célula de combustível

Considerado o pai da célula de combustível, o físico inglês Sir William Grove demonstrou em 1839 que era possível produzir eletricidade a partir da reação do hidrogênio com o oxigênio, tendo água como subproduto.

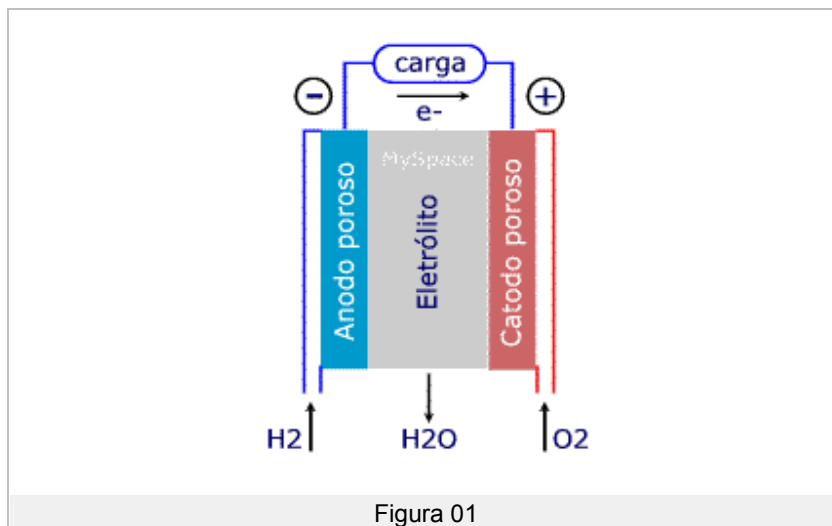
O processo é, na realidade, o *inverso da eletrólise* da água. Nesta última, uma corrente elétrica aplicada por um par de eletrodos em um meio aquoso separa os componentes da água:



E a reação inversa é



A tensão de uma célula individual é cerca de 0,7 V, bastante inferior às tensões dos demais tipos e, portanto, um grande número de células em série é necessário para resultar num conjunto de uso prático. A Figura 01 dá o esquema simplificado de uma célula de combustível.



Para difundir o hidrogênio e o oxigênio pelo eletrólito, os eletrodos são condutores porosos.

Notar que, na realidade, o anodo e o catodo são respectivamente o hidrogênio e o oxigênio, os quais são continuamente alimentados e consumidos na reação. Assim, os condutores porosos são apenas elementos de condução da corrente e

difusão dos gases, não participando da reação e não são consumidos teoricamente.

Na prática, as células de combustível não são tão simples e nem fáceis de serem construídas.

São usados materiais nobres nos eletrodos e no eletrólito e há necessidade de catalisadores não menos nobres como a platina. Também há necessidade de sistemas auxiliares que dependem do tipo. Tudo isso resulta num custo relativamente alto.

O fator custo provavelmente explica o fato de que, sendo uma invenção quase tão antiga quanto a célula de Volta, pouco se pesquisou durante muito tempo. Afinal, para a produção de energia elétrica a partir de combustíveis, caldeiras com máquinas a vapor e motores de combustão interna são alternativas muito mais econômicas.

Entretanto, a célula de combustível apresentam importantes vantagens se comparada com caldeiras e motores:

- a) Operação silenciosa e sem partes móveis.
- b) Se usado hidrogênio puro, o subproduto é apenas água, ou seja, não poluente.
- c) Menor perda de eficiência quando parcialmente carregada.
- d) Maior eficiência termodinâmica e relação potência/peso superior aos demais meios de geração.

Esses fatores foram determinantes para o emprego em naves espaciais, ainda a sua principal utilização.

Nos últimos anos, as pesquisas se expandiram. Questões como poluição ambiental e procura por combustíveis alternativos aos derivados de petróleo incentivam buscas por sua aplicação em automóveis ou mesmo como geradores fixos de energia. Também se tenta usá-las como fontes pequenas de energia para equipamentos portáteis como computadores, uma vez que o desenvolvimento das baterias comuns parece estar chegando ao seu limite.

Embora no uso aeroespacial sejam empregados hidrogênio e oxigênio puros, em outras aplicações existem problemas. O hidrogênio, em especial, é um gás de manuseio e estocagem perigosos. Assim, as células podem usar o oxigênio do ar e o hidrogênio pode ser obtido pela quebra catalítica de um combustível comum, isto é, um hidrocarboneto. Nessa forma, junto à célula deverá existir um equipamento de processamento do combustível que também deve remover o indesejável enxofre. Alguns tipos de células fazem isso diretamente no anodo, sem equipamento adicional. Tais arranjos implicam a emissão de poluentes como

dióxido de carbono e outros. Mas os níveis dos mesmos são inferiores aos dos processos convencionais.

O eletrólito pode ser líquido ou sólido. Com este último, a água formada passa para o compartimento do catodo e daí pode ser removida. No caso de líquido, a célula deve trabalhar numa temperatura inferior à de ebulição da água e um sistema de circulação externo deve ser usado para remover a água por evaporação.

Célula de combustível alcalina:

O eletrólito é hidróxido de potássio (KOH), trabalhando em temperaturas na faixa de 80 a 95 °C. Usa platina como catalisador. Só pode ser empregado o hidrogênio puro pois outras substâncias reagem com o eletrólito. Apresenta a maior relação potência/peso e é o tipo usado em veículos espaciais.

Células de combustível ácidas:

Os tipos atualmente pesquisados para aplicações não espaciais têm eletrólitos ácidos. A seguir, breve descrição dos principais.

1-) O ácido fosfórico concentrado (H_3PO_4) é disposto em uma malha de carboneto de silício e teflon e os eletrodos são placas de grafite poroso, com adição de platina como catalisador. Pode trabalhar em temperaturas na faixa de 170 a 200 °C. É o único tipo comercialmente em uso.

2-) Um outro tipo usa como eletrólito a chamada membrana trocadora de prótons, um filme de um polímero à base de ácido sulfônico. Eletrodos e catalisador conforme tipo anterior. Temperatura de trabalho na faixa das células alcalinas. É o tipo atualmente pesquisado para uso automotivo e para equipamentos portáteis.

3-) Uma mistura de carbonatos de sódio, potássio e lítio fundidos é usada como eletrólito, operando em temperaturas de 550 a 650 °C. Ele é contida em um compartimento de aluminato de lítio poroso que recebe anodo de níquel e catodo de óxido de níquel. Prata é usada como catalisador. A elevada temperatura de trabalho permite obter hidrogênio a partir combustíveis de hidrocarbonetos, sem equipamentos adicionais.

4-) Um eletrólito sólido formado por óxido de zircônio com óxido de ítrio e titânio como catalisador pode trabalhar em temperaturas perto de 1000 °C. Similar ao anterior, pode usar diretamente combustíveis de hidrocarbonetos. Entretanto, o custo dos materiais é muito alto.

Comentários:

Se as pesquisas resultarem em células de custo razoável, os benefícios serão evidentes. Automóveis menos poluentes e mais silenciosos e aparelhos portáteis

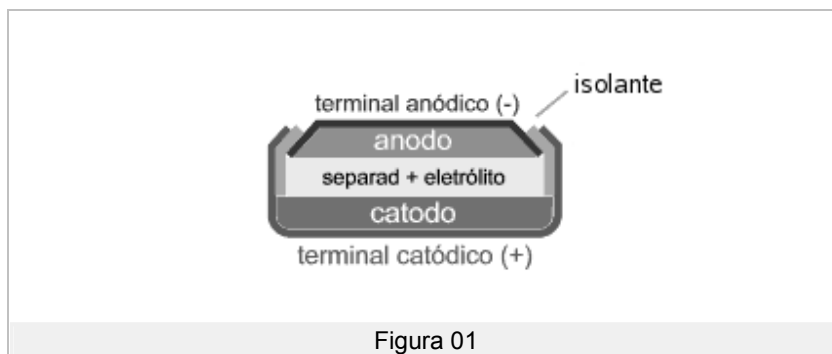
com mais autonomia são exemplos do que pode ocorrer.

Entretanto, as células não podem resolver todos os problemas com o ambiente. O hidrogênio não é encontrado livre na natureza. Para obtê-lo a partir da água, é preciso energia. E essa, se obtida a partir de fontes não limpas como os combustíveis, provoca a emissão de poluentes. Se as células usam combustíveis de hidrocarbonetos, poluentes também são emitidos, embora em menor escala.

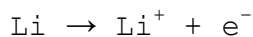
A tensão é superior à da célula de mercúrio, mas pode substituí-la mesmo em aparelhos mais antigos, pois a maioria dos circuitos suporta essa variação.

Das células não recarregáveis à base de lítio, esta é provavelmente a mais usada. Na maioria dos casos em forma de disco e construção básica dada pela Figura 01, já vista em tópicos anteriores.

O anodo é lítio, o catodo é dióxido de manganês e o eletrólito é uma solução salina, que pode variar de acordo com o fabricante.



A reação anódica é:



A reação catódica é:



A tensão, uma das mais altas produzidas por uma única célula, é de 3 volts e se mantém quase constante durante a vida útil. Sem uso, podem ser estocadas por até 10 anos. Não são prejudiciais ao ambiente.

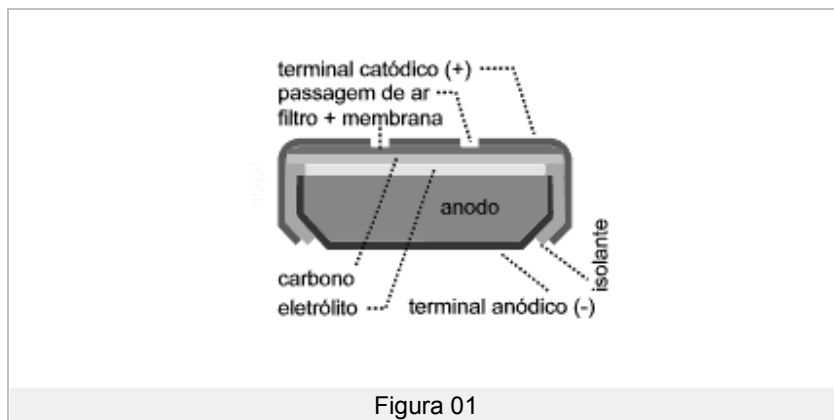
São, em geral, adequadas para dispositivos que drenam pouca corrente como relógios de quartzo. Nessas aplicações, podem durar 5 anos ou mais.

MSPC INFORMAÇÕES TÉCNICAS

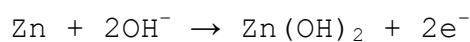
Célula de zinco-ar

Na célula de zinco-ar, o anodo é zinco e o catodo é um material condutor (carbono), que usa o oxigênio do ar como reagente.

A Figura 01 deste tópico dá uma idéia da construção em forma de disco. Os furos no terminal catódico permitem a entrada de ar através de um conjunto filtro/membrana permeável. A membrana tem a função de reter o eletrólito (hidróxido de potássio, KOH), evitando vazamentos.



Reação no anodo:



Reação no catodo:



O zinco do anodo é em geral na forma de pó misturado com um gel. A tensão da célula é aproximadamente 1,65 volts.

Por usar o oxigênio do ar como um dos reagentes, o volume do anodo pode ser grande em relação ao volume total da célula, resultado numa elevada taxa de energia armazenada por volume. Mas a resistência interna não é das menores e, por isso, não é adequada para aplicações de alta intensidade de corrente.

Podem ser estocadas por longo tempo, desde que seladas para evitar penetração de ar.

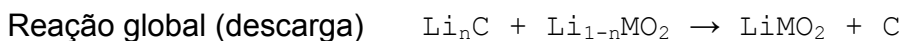
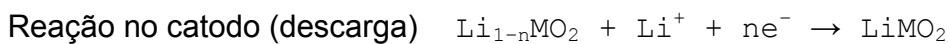
Célula de lítio-íon

INFORMAÇÕES

O anodo é normalmente carbono na forma de grafite. No catodo, são usados compostos como óxido de lítio e manganês (LiMn_2O_4), óxido de lítio e níquel (LiNiO_2) ou óxido de lítio e cobalto (LiCoO_2). Este último é mais comum.

O eletrólito é formado por um sal de lítio (como LiPF_6) dissolvido em uma mistura de carbonatos orgânicos. Ou outras composições de acordo com o fabricante.

A construção é na forma de filmes enrolados em espiral, semelhante às células de NiCd e NiMH.



Onde M é um dos metais do composto catódico conforme já mencionado. As reações se dão pela intercalação de íons de lítio, isto é, a inserção em outro material sem mudança significativa na sua estrutura e pelo processo inverso.

A tensão gerada é cerca de 3,7 volts, praticamente o triplo da de uma célula de NiCd ou NiMH. É certamente a bateria recarregável mais eficiente em termos de energia armazenada por massa ou por volume.

Principais parâmetros: tensão e capacidade

Quando uma bateria deve ser selecionada para uma aplicação, em geral os primeiros aspectos a considerar são a tensão fornecida (que deve ser compatível com o circuito a alimentar) e a capacidade, isto é, o tempo máximo de operação até a troca (no caso de não recarregável) ou nova carga, no caso das recarregáveis. Em outras palavras, a autonomia do equipamento.

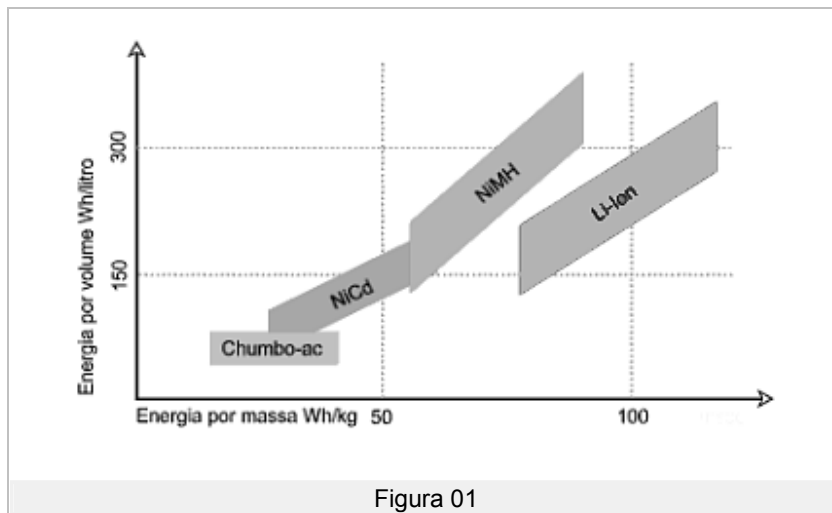
É evidente que outros fatores, como custo, volume, peso, corrente máxima, etc, devem ser considerados, mas neste tópico são comentados apenas esses dois.

Boa parte dos fabricantes indica a *capacidade em ampères-hora (Ah)*, ou seja, o produto da corrente pelo tempo que a bateria pode fornecer essa corrente.

Exemplo: uma bateria automotiva comum de 12 V 40 Ah pode fornecer, por exemplo, 10 A durante 4 horas, 5 A durante 8 horas, etc. Para pequenas baterias, é usado o submúltiplo miliampère-hora (mAh).

Naturalmente, há limite para o valor da corrente. Essa bateria de 40 Ah certamente não poderá fornecer 1000 A, por exemplo, mesmo num tempo (0,04 h) que resulte no produto 40.

Notar que a capacidade em ampères-hora *não é* a energia armazenada pela bateria. É sim a *carga elétrica* armazenada e pode ser indicada pela respectiva unidade do Sistema Internacional, Coulomb (C), valendo a relação 1 Ah = 3600 C.



De acordo com conceitos da eletricidade, a relação entre energia W , carga elétrica q e potencial V é

$$V = W / q$$

Assim, para determinar a energia que uma bateria pode armazenar, multiplica-se a tensão pela capacidade em ampères-hora.

Para a bateria anteriormente citada, a energia é

$$12 \text{ V } 40 \text{ Ah} = 480 \text{ VAh} = 480 \text{ Wh} = 0,48 \text{ kWh}$$

Pode-se então afirmar que a energia armazenável em uma bateria é ser dada indiretamente pelos dois parâmetros citados (tensão e capacidade em Ah) ou diretamente pelo seu valor em watts-hora ou quilowatts-hora (ou outra unidade de energia).

Considerando que as baterias são em geral usadas em equipamentos móveis ou portáteis, é quase sempre desejável que elas possam ter o máximo de energia no menor volume ou peso. Para fins de comparação, é comum o uso dos parâmetros relativos:

- Energia por volume: usualmente indicada em watts-hora por litro (Wh/l).

- Energia por massa: comumente dada em watts-hora por quilograma (Wh/kg).

Algumas vezes, esses parâmetros são denominados *densidade energética* da bateria. Na maioria dos equipamentos, as características desejáveis têm relações diretas com custos. E baterias não são exceções. O gráfico da Figura 01 acima dá as faixas usuais de densidades energéticas para os tipos de baterias recarregáveis mais usadas na atualidade.

Tabela comparativa de células recarregáveis

A tabela abaixo é um comparativo dos tipos mais usados de baterias recarregáveis. As informações são apenas aproximadas e podem variar de acordo com o fabricante.

Dado	Chumbo-ácida	NiCd	NiMH	Li-Íon
Densidade energética	Baixa	Baixa	Média	Alta
Características de estocagem	Precisam ser carregadas	Boas	Boas	Boas
Perda de carga sem uso	5% / mês	20% / mês	30% / mês	10% / mês
Vida útil	Baixa	Longa	Longa	Média / Longa
Velocidade de carga	Lenta	Lenta ou rápida	Lenta ou rápida	Lenta
Restrições ambientais	Sim	Sim	Não	Não
Custo	Baixo	Médio	Médio / Alto	Alto
Tolerância de sobrecarga	Alta	Média	Baixa	Baixa