

Universidade Federal do Paraná  
Setor de Ciências Exatas  
Departamento de Física

Física III – Prof. Dr. Ricardo Luiz Viana

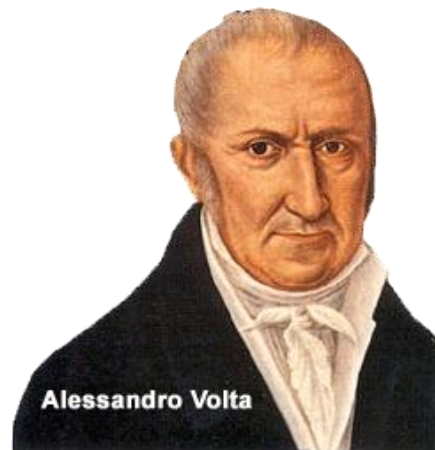
**Referências bibliográficas:**

**H. – 29-2**

**S. – 26-5, 27-6**

**T. – 22-3**

**Aula 13 – Fontes de tensão**



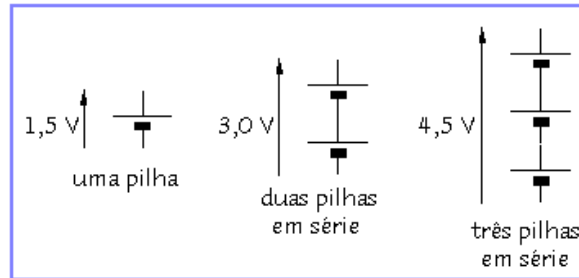
**Alessandro Volta** (\*1745, Como, Itália; + 1827) tornou-se professor de física da Escola Real de Como em 1774, e no ano seguinte desenvolveu um instrumento chamado eletróforo, capaz de produzir cargas elétricas. Em 1779 tornou-se professor na Universidade de Pádua, onde começou a estudar a condução de eletricidade, a partir das experiências do fisiologista Galvani com dissecação de rãs. Enquanto Galvani pensava ser a eletricidade uma característica dos seres vivos, Volta observou que as contrações da rã poderiam ser causadas pela eletricidade proveniente dos metais que a seguravam. Em 1800 ele desenvolveu uma pilha elétrica a partir do estudo do comportamento de diferentes metais em soluções ácidas. Sua primeira bateria consistia numa série de anéis de prata e zinco alternados com anéis de feltro embebidos com água salgada. Sua descoberta lhe rendeu fama mundial, tendo sido agraciado por Napoleão com o título de conde.



**Fonte de tensão:** A função de uma fonte (pilha, bateria, etc.) é manter uma ddp constante entre dois pontos, mesmo que uma corrente esteja fluindo no circuito. Como há dissipação de energia elétrica num circuito (Efeito Joule) em calor, a função da fonte de tensão é converter outra forma de energia em energia elétrica.

- Energia química: Pilhas e baterias
- Energia mecânica: dínamos e alternadores
- Energia térmica: termopares
- Energia luminosa: células fotovoltaicas

### Representação de uma fonte de tensão contínua (DC)



Terminal positivo: maior potencial elétrico ( $V_a$ ) – traço maior e fino

Terminal negativo: menor potencial elétrico ( $V_b$ ) – traço menor e grosso

No circuito (fora da fonte) os portadores de carga (positivos no sentido convencional da corrente) deslocam-se do maior para o menor potencial, ou seja, a corrente flui do terminal positivo para o negativo da fonte. Para que o circuito se feche, é necessário que dentro da fonte os portadores de carga sejam trazidos do potencial menor (-) para o maior (+) pela ação de um campo não-eletrostático (devido, por exemplo, à reação química dentro da bateria)

**Força eletromotriz (fem):** é o trabalho por unidade de carga realizado pelo campo não-eletrostático para levar os portadores do terminal negativo para o positivo.

Símbolo:  $\varepsilon$ , Unidade no S.I.: a mesma de potencial elétrico (Volt)

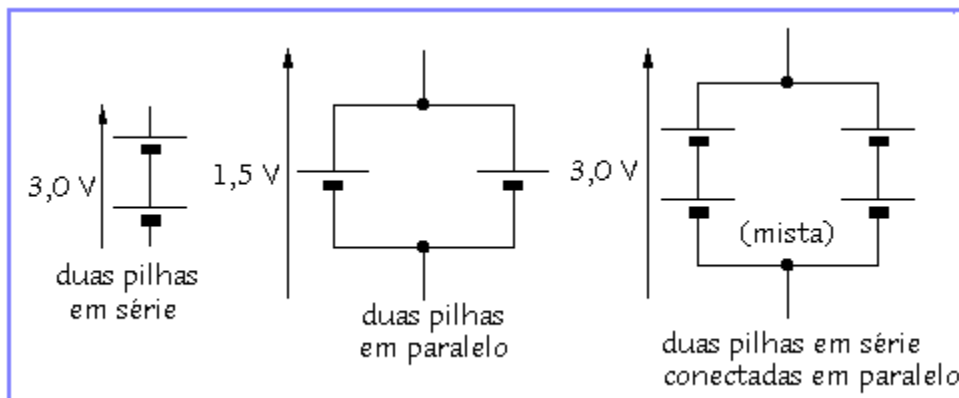
- NÃO é uma grandeza vetorial, mas, como no caso da intensidade de corrente, convencionou-se desenhar uma flecha do terminal negativo para o positivo da fonte (para indicar o sentido do movimento dos portadores positivos dentro dela)
- NÃO é uma força, de fato, já que as unidades não são Newton (o nome ficou por razões históricas)

### Diferenças entre fem e ddp

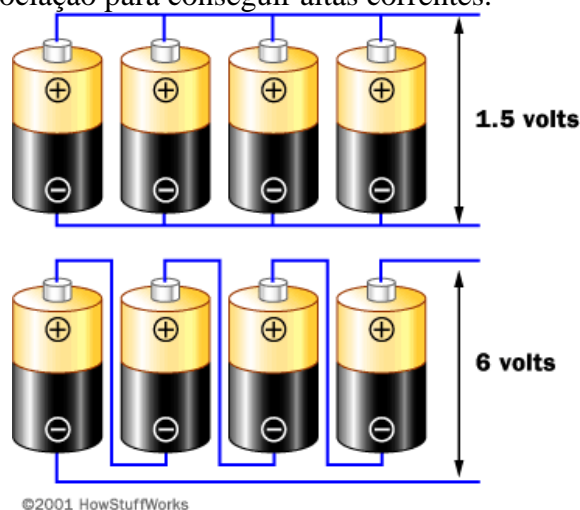
1. Sob condições operacionais ideais, a f.e.m.  $\varepsilon$  é constante (mas pode diminuir com o passar do tempo).
2. Numa fonte de tensão em circuito aberto (isto é, sem outros elementos ligados a ela), a força eletromotriz é igual à ddp entre os terminais:  $\varepsilon = V_{ab}$
3. Quando ligado a outros elementos num circuito, a ddp entre os terminais da fonte é, em geral, diferente da fem, pois toda bateria real tem uma certa resistência interna.

## Associações de baterias

1. Associação em série: a corrente que passa por cada bateria é a mesma, mas as fem's em cada bateria se somam (são elevações de potencial). Usamos esse tipo de associação para conseguir altas tensões. O termo pilha ou bateria vem dessa característica.

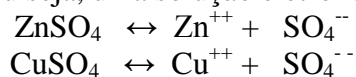


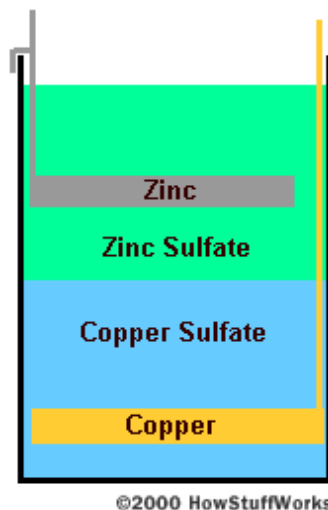
2. Associação em paralelo: a fem da associação é a mesma fem de cada bateria. No entanto, a corrente na associação é a soma das correntes em cada bateria. Usamos esse tipo de associação para conseguir altas correntes.



## Tipos de baterias mais comuns na eletricidade e eletrônica

**1. Pilha de Daniell:** os eletrodos são feitos de Cobre (Cu) e Zinco (Zn). O eletrodo de Cu está mergulhado numa solução aquosa de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ), enquanto o de Zn numa solução aquosa de sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ). As duas soluções estão separadas por uma parede porosa (ou por gravidade, já que o sulfato de zinco é menos denso que o de cobre). As moléculas de sulfatos em solução aquosa dissociam-se, formando íons positivos (cátions) e negativos (ânions), ou seja, uma solução eletrolítica:





Quando o eletrodo metálico é mergulhado em uma solução eletrolítica, ocorre na superfície de separação dos dois meios um processo eletroquímico: íons positivos do metal passam para a solução, e elétrons negativos que permanecem no metal. Por exemplo, na superfície de contato entre o eletrodo de Zn e a solução de  $\text{ZnSO}_4$  alguns átomos de Zn, inicialmente neutros, dissolvem-se na solução sob a forma de íons  $\text{Zn}^{++}$  deixando dois elétrons no metal, que é carregado negativamente, enquanto a solução fica carregada positivamente. Ocorre também o processo inverso: o retorno dos íons  $\text{Zn}^{++}$  já presentes na solução de  $\text{ZnSO}_4$ : estes íons depositam-se sobre a superfície do eletrodo submerso ganhando cada um dois elétrons e os transformando em átomos neutros novamente de Zn. No início da imersão predomina a passagem de Zn metálico para a solução, havendo um acúmulo de íons  $\text{Zn}^{++}$  na mesma, provocando um acúmulo de elétrons no metal. A densidade superficial de carga no eletrodo acarreta a formação de um campo elétrico na superfície do eletrodo que se opõe à passagem de mais íons  $\text{Zn}^{++}$  para a solução; e favorecendo o processo inverso. O equilíbrio eletroquímico é atingido quando um igual fluxo de íons ocorre em ambas as direções do processo. Há a formação de uma “camada dupla”: distribuições de cargas de sinais opostos nos dois lados de uma superfície. Existe uma ddp entre as superfícies desta camada dupla, igual a + 0,76 V (“potencial normal de eletrodo”).

No par Cu –  $\text{CuSO}_4$  ocorre um processo análogo e a formação de outra camada dupla na superfície do eletrodo, cuja ddp é igual a – 0,34 V. A função da parede porosa é permitir o fluxo de íons de uma metade para a outra da pilha. A fem fornecida pela pilha é obtida a partir da diferença dos potenciais de eletrodo:  $+ 0,76 - (- 0,34) = + 1,10$  V. Quando fechamos o circuito por um condutor, elétrons saem do eletrodo de Zn em direção ao eletrodo de Cu: átomos de Zn perdem elétrons e os íons  $\text{Zn}^{++}$  passam para a solução, ao passo que os íons  $\text{Cu}^{++}$  da solução ganham elétrons e passam para o eletrodo. Como consequência, o eletrodo de Zn se dissolve com o tempo, e o eletrodo de Cu aumenta. Pela parede porosa passam íons  $\text{Zn}^{++}$  e  $\text{SO}_4^-$  para manter o equilíbrio das reações. O eletrodo de Zn é negativo (anodo) e o de Cu é positivo (catodo). A fem da pilha de Daniell, com valor 1,10 V, é representada por uma seta que vai do anodo (-) ao catodo (+). Devido ao movimento dos íons nas soluções eletrolíticas, esta pilha tem uma resistência interna.

A pilha de Daniell é reversível, desde que instalemos entre os eletrodos um gerador externo que forneça uma ddp superior à da pilha. Neste caso os elétrons seriam forçados a ir do eletrodo de Cu para o do Zn, revertendo as reações eletroquímicas, e fazendo a pilha transformar-se num acumulador de energia.



## 2. Bateria de chumbo-ácido (inventada por Gaston Plante em 1859)

Os eletrodos são de Chumbo, mergulhados numa solução aquosa de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) com densidade de  $1,3 \text{ g/cm}^3$ . O anodo é um eletrodo de chumbo, e o catodo é formado de uma camada porosa de dióxido de Chumbo ( $\text{PbO}_2$ ) sobre uma grade metálica de Pb. Cada par de eletrodos apresenta uma fem de 2,1 V. Associando em série seis destes elementos obtemos uma bateria com fem igual aproximadamente a  $6 \times 2 = 12 \text{ V}$ , como nas baterias de automóveis.

O ácido sulfúrico em solução aquosa libera prótons (íons  $\text{H}^+$ ) e íons sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ). O dióxido de chumbo combina-se com o íon sulfato e é transformado em sulfato de chumbo ( $\text{PbSO}_4$ ), que é insolúvel em água e adere ao catodo. Esta reação eletroquímica retira elétrons do catodo, carregando-o positivamente. No anodo, os íons sulfato da solução combinam-se com o Pb produzindo sulfato de chumbo, e liberando elétrons, o que carrega o anodo negativamente. Novamente o sulfato de chumbo formado adere ao anodo de forma que, durante a descarga da bateria, ambos os eletrodos são quase que inteiramente transformados em  $\text{PbSO}_4$ . A perda de íons sulfato pela solução reduz a densidade da solução de ácido sulfúrico para cerca de  $1,16 \text{ g/cm}^3$ , de modo que o estado da bateria pode ser determinado pela densidade da solução eletrolítica.

As reações descritas acima são reversíveis, tal que a composição química dos eletrodos é regenerada, se ligarmos a bateria a um gerador que, no caso de um motor de automóvel, é o alternador que usa a rotação do motor como fonte de energia. Desta forma, a bateria transforma-se num acumulador de energia, como no caso da pilha de Daniell. É importante manter este tipo de bateria, quando em repouso, completamente carregada, sob pena dos eletrodos transformarem-se lentamente num sulfato impossível de ser regenerado, o que reduz a vida útil da bateria.



### 3. Pilha seca (inventada por Georges Leclanche em 1877)

É também conhecida por bateria de carvão-zinco, com eletrodos de Zn (anodo) e grafite (catodo), numa solução eletrolítica consistindo de uma pasta de cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ), cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) e dióxido de manganês ( $\text{MnO}_2$ ). Numa pilha convencional, o catodo é um cilindro axial de grafite revestido de  $\text{MnO}_2$ , e o anodo um invólucro cilíndrico de Zn metálico.

No anodo, os átomos de Zn são dissolvidos na solução como íons de zinco  $\text{Zn}^{++}$ , o que deixa o anodo negativamente carregado. No catodo de grafite, os íons de amônio  $\text{NH}_4^+$  reagem com o  $\text{MnO}_2$  e retiram elétrons dos átomos de carbono, o que deixa o catodo carregado positivamente. Dentro do eletrólito há uma movimentação dos íons de Zn vindos do anodo e os produtos da reação ocorrida no catodo,  $\text{MnO}(\text{OH})$  e  $\text{NH}_3$ . O  $\text{NH}_3$  (amônia) é um gás, e combinado com água que é formada dentro da pilha pode provocar vazamento da mesma. Por esse motivo recomenda-se evitar deixar pilhas por muito tempo sem uso dentro de aparelhos eletrônicos (já que elas podem descarregar-se lentamente mesmo com circuito aberto). A fem dessa bateria é de 1,5 V. Baterias comerciais de 9 V consistem na associação em série de seis dessas pilhas.

A resistência elétrica interna deste tipo de bateria é mais alta que a da bateria de chumbo-ácido, e aumenta com o tempo à medida em que o dióxido de manganês é consumido. Dessa forma, a fem cai linearmente de 1,5 V para cerca de 0,5 V em 30 horas de uso contínuo. Além disso, como a reação eletroquímica que ocorre no catodo é irreversível, a pilha seca não pode ser recarregada.

**4. Pilhas alcalinas:** (inventada em 1914 por Thomas Alva Edison) seus eletrodos são feitos de zinco e grafite-óxido de manganês, tal como na pilha seca. No entanto, enquanto a pasta eletrolítica da pilha seca tem PH ácido, nas pilhas alcalinas o eletrólito (hidróxido de potássio) é fortemente básico (alcalino). O eletrólito está embebido em camadas de papel entre o anodo e o catodo. Também fornece uma fem de 1,5 V. A alcalinidade do eletrólito diminui a resistência interna da pilha, aumentando a sua capacidade energética e sua vida útil, embora seja também não-recarregável.

**5. Bateria de níquel-cádmio:** os eletrodos são formados de hidróxido de Níquel e Cádmio (Cd), enquanto o eletrólito (sólido) é formado por hidróxido de Potássio. A bateria é recarregável, mas é completamente selada, pois há produtos da reação no eletrólito na forma gasosa com alta pressão. Fornece uma fem de 1,2 V, e tem a vantagem de ter baixo peso e tamanho, além de poder operar em equipamentos que necessitem de alta potência, razão pela qual são usadas em câmaras digitais, telefones celulares, laptops, CD players, telefones sem fio e outros aparelhos eletro-eletrônicos portáteis. Atualmente usa-se também hidretos metálicos no lugar do Cádmio. Este último, por ser um metal pesado, leva a preocupações ambientais quanto ao destino das baterias imprestáveis.



**6. Bateria de lítio:** dentre vários tipos disponíveis, em um deles o anodo é formado de grafite e o catodo de dióxido de Cobalto e Lítio, ao passo que o eletrólito é carbonato de propileno, produzindo uma fem de 3,6 V, o triplo da fem produzida por baterias de Ni-Cd. São baterias recarregáveis, e têm diversas vantagens em comparação a outras baterias, sobretudo as pequenas dimensões e baixo peso, que tem levado ao seu uso em telefones celulares, câmaras de vídeo portáteis, microcomputadores e outros equipamentos eletrônicos.

**“Amperagem de uma bateria”:** carga total transferida entre os eletrodos da bateria. Como  $[q] = [i][t]$ , usamos como unidade prática o ampére.hora (A.h). Por exemplo, uma bateria de Ni-Cd produz uma fem  $\varepsilon = 1,25 \text{ V}$  com amperagem de 500 mA.h, ou seja, a bateria é capaz de alimentar o circuito com uma corrente de 500 mA durante uma hora, ou então 5 mA por 100 horas, ou 10 mA por 50 h, etc. Naturalmente, as baterias têm uma limitação prática, que é a máxima corrente que podem produzir. Por exemplo, a bateria do exemplo acima não pode produzir 1800 A por 1 segundo, já que não há como as reações eletroquímicas no interior da bateria ocorrerem tão rapidamente.

**Problema resolvido:** Temos à nossa disposição 4 baterias de Ni-Cd Qual a fem e a corrente quando as baterias são combinadas em série e paralelo durante 1 minuto?

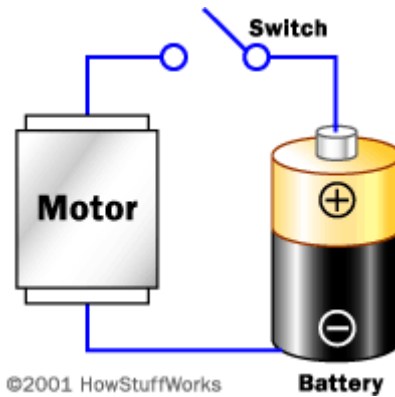
*Solução:* Numa combinação série, a fem total será  $1,25 \times 4 = 5 \text{ V}$ , e a corrente bem como a amperagem (a mesma para todas as baterias) será de 500 mA durante 1 hora de utilização. Para 1 minuto temos 500 mA.  $60 \text{ min}/1 \text{ min} = 30000 \text{ mA} = 30 \text{ A}$ . Numa combinação paralelo, a fem será a mesma para todos, ou seja 1,25 V, mas a corrente (e a amperagem) será multiplicada por 4, ou seja 2000 mA.h Durante 1 minuto teremos uma corrente total de 2000 mA.  $60 \text{ min}/1 \text{ min} = 120 \text{ A}$ .

**Problema proposto:** Uma bateria de automóvel fornece uma fem de 12 V com uma amperagem de 160 A.h. Precisamos alimentar a aparelhagem de um trio elétrico por 4 horas, “puxando” uma corrente total de 500 A. Quantas destas baterias serão necessárias, e como deveremos associá-las? Resposta: 13 baterias associadas em paralelo.

**Potência de uma bateria:** a potência de uma fonte de tensão, ou seja, a taxa com que a bateria realiza trabalho sobre as cargas para movimentá-las do anodo para o catodo, é

$$P = \varepsilon i$$

onde  $\varepsilon$  é a fem e  $i$  a corrente que passa por dentro da bateria. Essa potência pode ser interpretada como a taxa com que a bateria fornece energia por unidade de tempo. Entretanto, como a bateria também tem uma resistência interna  $r$ , ao passar corrente por ela há uma potência elétrica dissipada em calor dada por  $r i^2$ , de modo que a potência de saída de uma bateria é  $\varepsilon i - r i^2$ .



**Problema resolvido:** Uma bateria tem fem de 12 V e resistência interna de 2  $\Omega$ , e é ligada a um resistor de 4  $\Omega$ . (a) Qual a corrente elétrica? (b) Qual a taxa de conversão de energia na bateria? (c) Qual a taxa de dissipação de energia na fonte? (d) Qual a energia fornecida por esta bateria em 1 hora?

*Solução:* (a) A resistência interna da bateria é associada em série com o resistor, dando uma resistência equivalente de  $R = 4 + 2 = 6 \Omega$ . A corrente será  $i = \varepsilon / R = 12 / 6 = 2 \text{ A}$ .

(b)  $P = \varepsilon i = 12 \times 2 = 24 \text{ W}$

(c)  $P = r i^2 = 2 \times 2^2 = 8 \text{ W}$

(d) A potência de saída é  $P = 24 - 8 = 16 \text{ W}$ . A energia é  $E = Pt = 16 \times 3600 = 57600 \text{ J}$

**Problema proposto:** Resolva o problema anterior supondo que a bateria seja curto-circuitada (isto é, que unamos os seus eletrodos por um condutor de resistência desprezível). Respostas: (a) 6 A; (b) 72 W; (c) 72 W; (d) zero.

**Problema suplementar:** Uma bateria de automóvel fornece uma fem de 12 V com uma amperagem de 160 A.h. (a) Qual a energia total armazenada na bateria? (b) Durante quanto tempo esta bateria poderia alimentar continuamente, sem ser recarregada, um par de faróis de 150 W? Respostas: (a) 6,91 MJ; (b) 12,8 h.