



Eclética Química

ISSN: 0100-4670

atadorno@iq.unesp.br

Universidade Estadual Paulista Júlio de

Mesquita Filho

Brasil

Oliveira, Luiz Antonio Andrade de; Valle Gomes, Gisele; Zanluqul, Luís André
Construção de pilhas elétricas simples - um experimento integrado de química e física

Eclética Química, vol. 26, núm. 1, 2001, p. 0

Universidade Estadual Paulista Júlio de Mesquita Filho

Araraquara, Brasil

Disponível em: <http://www.redalyc.org/articulo.oa?id=42902618>

- ▶ Como citar este artigo
- ▶ Número completo
- ▶ Mais artigos
- ▶ Home da revista no Redalyc

redalyc.org

Sistema de Informação Científica

Rede de Revistas Científicas da América Latina, Caribe, Espanha e Portugal
Projeto acadêmico sem fins lucrativos desenvolvido no âmbito da iniciativa Acesso Aberto

CONSTRUÇÃO DE PILHAS ELÉTRICAS SIMPLES - UM EXPERIMENTO INTEGRADO DE QUÍMICA E FÍSICA

Luiz Antonio Andrade de OLIVEIRA ^{*}
Gisele Gomes VALLE ^{**}
Luís André ZANLUQUI ^{**}

RESUMO: Neste artigo são descritas formas simples e de baixo custo de se montar pilhas, empregando-se placas de zinco, magnésio e cobre mergulhadas diretamente nas soluções eletrolíticas. Como soluções eletrolíticas podem ser empregadas suco de frutas cítricas, ou mesmo apenas água de torneira. A tensão e corrente produzidas pelas pilhas montadas são suficientes para acionar dispositivos com baixa demanda de potência, como relógios analógicos e digitais. Os experimentos podem ser explorados como simples demonstração de transformação de energia química em elétrica para alunos do nível fundamental, ou utilizados como práticas interdisciplinares de Física e Química para alunos mais avançados.

PALAVRAS-CHAVE : Pilha, Voltagem, Corrente, Potência.

INTRODUÇÃO

Em 20 de março de 1800 Alessandro Volta comunicou, em carta enviada à Royal Society of London, os resultados experimentais que levaram à invenção da pilha elétrica. Esta carta foi posteriormente publicada no número de setembro do *Philosophical Transactions*⁸.

Na época, a divulgação do invento despertou profundo interesse, tanto junto ao público leigo como entre os cientistas. Como a primeira fonte contínua de produção de corrente elétrica, a pilha elétrica teve papel fundamental no desenvolvimento experimental e teórico da Física e Química modernas. Do ponto de vista experimental, sua aplicação na Química forneceu resultados imediatos. Antes mesmo da publicação da comunicação de Volta, a utilização da pilha possibilitou a decomposição da água em seus componentes, resolvendo longa polêmica sobre sua

composição. Nos anos seguintes, o emprego das pilhas propiciou o desenvolvimento de um novo e importante ramo da Química, a Eletroquímica. A aplicação dos novos métodos desenvolvidos possibilitou a obtenção de vários elementos químicos impossíveis de serem obtidos pelos meios químicos tradicionais. Até 1810 , com a aplicação da eletrolise, já haviam sido isolados os elementos sódio, potássio, cálcio e bário .

O impacto da invenção sobre os fundamentos teóricos da Química só se fez sentir algum tempo depois. Esta demora pode ser atribuída parcialmente à explicação errônea dada por Volta para o funcionamento de sua pilha. Segundo ele, a produção de eletricidade era decorrente exclusivamente ao contato de dois metais diferentes, não atribuindo nenhum papel específico para o eletrólito. Este equívoco, difundido e generalizado graças ao seu grande prestígio , só foi definitivamente resolvido em 1834 por Michael Faraday, ao estabelecer as leis da estequiometria eletroquímica e reconhecer o verdadeiro papel do eletrólito no processo. A relação quantitativa entre corrente elétrica e eventos químicos associados foi uma das mais forte evidências que levou ao abandono definitivo do modelo de átomo indivisível, postulado na época por John Dalton. Esta evidência, associada aos experimentos de descargas elétricas de alta voltagem em gases, eram demonstrações inequívocas da natureza elétrica da matéria, e deram início ao longo caminho que culminou no desenvolvimento do modelo atômico que conhecemos hoje. Estes , e outros aspectos históricos , foram amplamente explorados em artigos publicados em todo o mundo durante o ano 2000, quando se comemorou o bicentenário da invenção. Dentre os artigos publicados no Brasil destacam-se os artigos de CHAGAS², TOLENTINO & ROCHA-FILHO⁷ e Oki⁵.

Embora as pilhas elétricas representem atualmente o meio mais popular e barato de produção de energia elétrica para aparelhos portáteis, poucas pessoas associam seu funcionamento à ocorrência de reações químicas. Tópico obrigatório do ensino fundamental e médio, a montagem de pilhas desperta grande interesse nos estudantes. Dentre as inúmeras montagens descritas na literatura vale destacar as descritas por KELLER et al ⁴ e HIOKA et al³. Por razões já bastante discutidas anteriormente ³, a maioria das montagens aparentemente simples descritas em textos básicos do ensino fundamental e médio, não funcionam satisfatoriamente quando utilizadas no acionamento de dispositivos elétricos com demanda razoável de energia, como por exemplo lâmpadas de lanterna. Além disto, envolvem normalmente fitas de magnésio metálico (ou ligas de magnésio) e lâminas de zinco, pouco acessíveis aos professores do ensino fundamental e médio. Os

procedimentos aqui descritos, além de utilizarem materiais de fácil acesso e baixo custo, pretendem mostrar de maneira simples o papel dos elementos essenciais para a produção de energia elétrica a partir de reações químicas .

MATERIAIS E MÉTODOS EMPREGADOS

- relógio digital ou relógio de quartzo com ponteiro de segundos, acionados por uma pilha AA ou AAA, de 1,5 V.
- 2 lâminas de zinco, ou de chapa galvanizada, aproximadamente 2x 10 cm
- 2 lâminas de cobre, aproximadamente 2x 10 cm, ou fio de cobre grosso
- 15 cm de fita de magnésio
- 2 bequers, ou copos de vidro
- vários pedaços de fio de cobre, de aproximadamente 15 cm de comprimento cada
- terminais tipo "jacaré"
- suco de fruta cítrica (limão ou laranja)
- água de torneira
- multímetro digital

Todas as lâminas e fitas metálicas devem estar bem limpas e desengorduradas. A limpeza inicial pode ser feita com esponja metálica. A limpeza final do zinco e magnésio pode ser completada por imersão em vinagre, seguido de lavagem com água em abundância. As conexões elétricas são facilitadas pelo emprego de fios com garras "jacaré" em ambas as extremidades, além de garantirem a firmeza das conexões elétricas.

Como as correntes elétricas envolvidas são muito baixas, alguns cuidados extras são essenciais para que os experimentos funcionem adequadamente. Dentre eles destaca-se a ligação das placas aos polos corretos dos dispositivos empregados, a firmeza das conexões , e que as placas não estejam em contato dentro do eletrólito.

Montagens utilizadas no experimentos

Montagem A

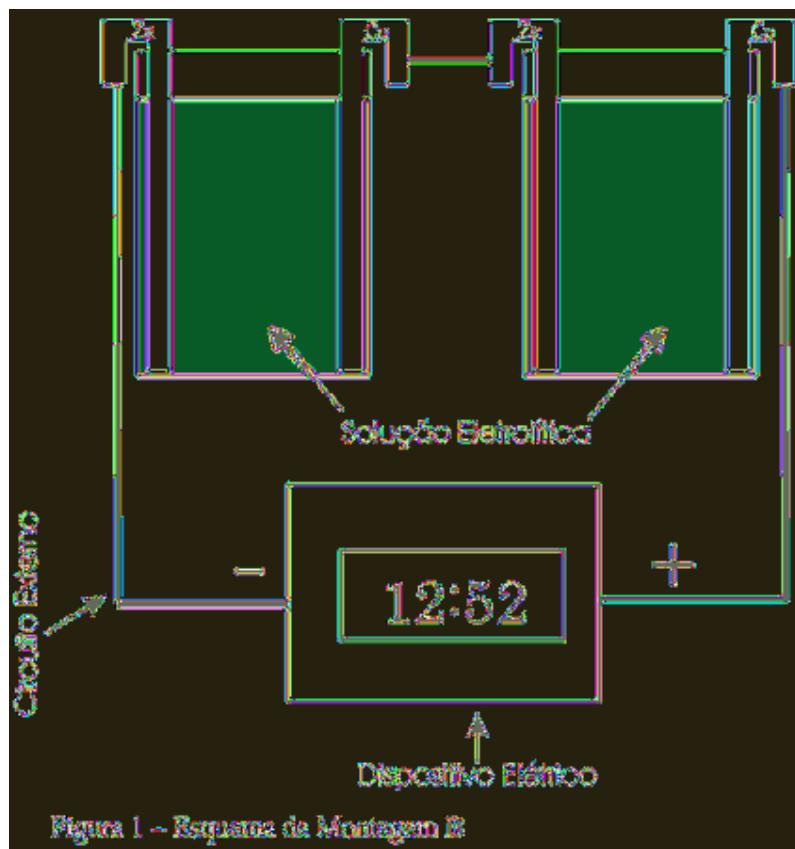
Dobre 02 lâminas de cobre e 02 lâminas de zinco em forma de U, com uma das pernas do U maior que a outra. Prenda uma lâmina de cobre e

uma de zinco na parede de um bequer, com a porção maior das lâminas voltadas para o seu interior. Com o outro par de lâminas monte outro conjunto idêntico.

Conecte a lâmina de zinco de um conjunto montado ao terminal negativo do dispositivo empregado (relógio ou multímetro) e a de cobre ao seu terminal positivo. Adicione eletrólito ao bequer, até cerca de $\frac{3}{4}$ de sua capacidade. Observe se o relógio conectado funciona, ou efetue a leitura correspondente no multímetro.

Montagem B

Utilizando dois conjuntos de placas, ligue-os em série, conectando a lâmina de zinco de um conjunto à lâmina de cobre do outro . Ligue as lâminas de zinco e cobre externas do conjunto aos terminais correspondentes do dispositivo utilizado, como mostrado no esquema da [Figura 1](#). Adicione eletrólito aos dois bequers. Observe se o relógio funciona, ou efetue a leitura do multímetro.



Montagem C

Esta montagem, e os respectivos procedimentos, são análogos aos da Montagem **A**, exceto que a lâmina de zinco foi substituída pela fita de magnésio. Para aumentar a área de contato com o eletrólito, a extremidade da fita mergulhada na solução foi enrolada na forma de espiral.

Com as montagens descritas anteriormente foram realizados os experimentos descritos na [Tabela 1](#), envolvendo diferentes combinações de montagens, eletrólitos e dispositivos conectados.

Tabela 1 – Pilhas utilizadas no trabalho, com diferentes combinações de montagens, eletrólitos e dispositivos conectados

Experimento	E1	E2	E3	E4	E5	E6	E7	E8	E9	E10	E11
Montagem	A	A	A	A	B	B	B	B	C	C	C
Eletrólito	AT	S	AT								
Dispositivo	PA	PA	RD	RD	PA	PA	RD	RD	PA	PA	RD

AT = ágar de termófilo; S = suco cítrico; PA = colígio de queijo com pectina;

RD = reologia digital

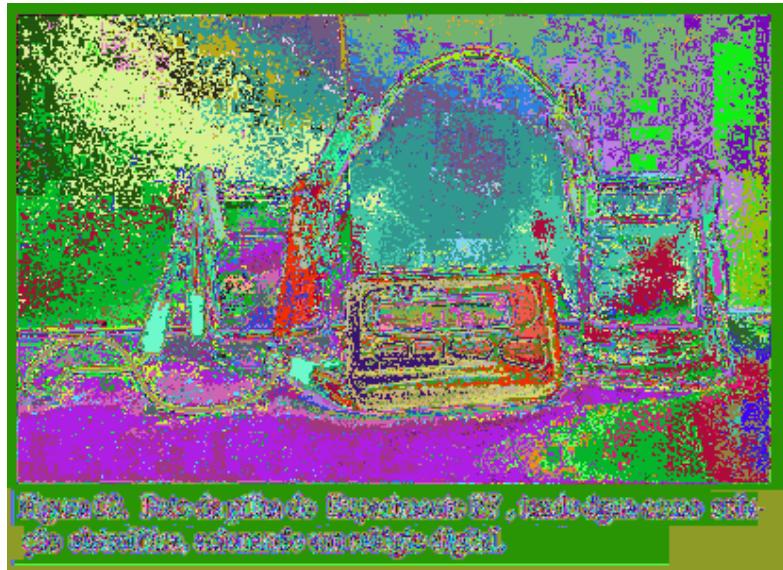


Figura 2. Resultado do Experimento 5, realização com pilha de zinco e chapa galvanizada e relógio digital.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

Dos experimentos realizados, apenas em E6, E7, E8, E10 e E11 as pilhas foram capazes de acionar os dispositivos empregados, podendo ser facilmente utilizados para fins de demonstração. Dentre elas, a pilha do experimento E7 é a mais vantajosa para este fim, por poder ser montada com chapa galvanizada ao invés de zinco metálico, utilizar água de torneira como eletrólito e relógio digital, de menor custo, como dispositivo elétrico.

Para alunos do ensino fundamental pode-se abordar apenas o aspecto de conversão de energia química em elétrica. Neste caso, a associação da ocorrência de reação química com a produção de corrente elétrica pode ser feita facilmente, comparando-se visualmente os aspecto final e inicial da lâmina de zinco após algum tempo de funcionamento da pilha. É conveniente manter uma pilha idêntica, mas sem conexão elétrica com o dispositivo externo, como um sistema controle das alterações que ocorrem nas lâminas, não relacionadas com a produção de corrente elétrica.

Para alunos do ensino médio, aspectos conceituais fundamentais relacionados com potenciais de óxido-redução e espontaneidade de reações podem ser explorados. Quando solicitados a explicar o funcionamento do relógio, a resposta freqüente dos alunos é de que está ocorrendo oxidação do zinco ou magnésio e redução do cobre metálico. Quando informados que não há íons cobre em solução para

serem reduzidos em solução, e que as semi-reações de possível interesse são as representadas pelas equações⁶

frm01

os alunos podem ser levados a concluir, espontaneamente ou auxiliados pelo professor, sobre o processo global que realmente ocorre em cada caso.

No caso da pilha do Experimento E7, com água de torneira como eletrólito, a dissolução do zinco metálico pode ser facilmente visualizada, tanto pelo aspecto da placa após algum tempo de funcionamento, como pela formação de turvação na solução. Este sistema funcionou ininterruptamente por até uma semana, quando foi então desligado. Deixado em repouso, ocorreu a decantação de um precipitado gelatinoso, que se pensa ser hidróxido de zinco.

Opcionalmente testes com ditizona ou ferricianeto de potássio¹ podem ser utilizados para identificação inequívoca do precipitado como sendo constituído por íons de zinco. Com estas observações o aluno deve ser capaz de reconhecer que a produção de corrente elétrica envolve a semi-reação de oxidação de zinco metálico a Zn^{2+} .

Quanto à semi-reação correspondente de redução, uma análise crítica sobre os íons possivelmente presentes no eletrólito e os respectivos potenciais padrão envolvidos, pode levar os alunos a concluir que a única alternativa possível nas condições do experimento é a redução de íons H^+ presentes na água a H_2 .

É conveniente também que o professor saliente para os alunos que, ao contrário das pilhas normalmente esquematizadas nos livros texto, nenhuma das montagens utilizadas no presente trabalho emprega ponte salina para o estabelecimento do contato elétrico entre os eletrodos das pilhas. Em todas as montagens empregadas, os elétrons liberados na semi-reação de oxidação são conduzidos pela própria solução eletrolítica na qual estão mergulhados os dois eletrodos. Deste modo, é facilmente compreensível porque a resistência da solução eletrolítica é fundamental na determinação da potência real da pilha.

Analogamente, nas montagens **C** empregadas em E10 e E11 pode-se concluir que o processo global envolve a oxidação de magnésio metálico a Mg^{2+} , e a redução do íon H^+ presente no suco, ou na água, à hidrogênio. No caso do Experimento E10, no qual se emprega suco cítrico como solução eletrolítica, a associação das grandes alterações que ocorrem com a lâmina de magnésio exclusivamente à produção de corrente elétrica é prejudicada. Uma vez que a reatividade química do

magnésio é bem maior que a do zinco, o desgaste da fita de magnésio por reação química direta com o ácido presente no suco, sem produção de corrente elétrica, é razoável. O relacionamento da massa de magnésio dissolvida associada exclusivamente à produção de corrente elétrica exige o monitoramento da massa dissolvida em um sistema controle em condições idênticas, no qual a reação química ocorre sem a produção de corrente elétrica. Aos interessados na exploração destes aspectos quantitativos dos experimentos, recomenda-se consulta ao procedimento descrito por Kettler et al⁴. O funcionamento ininterrupto do sistema usando suco de laranja como eletrólito não ultrapassou algumas horas, devido ao desgaste rápido da fita de magnésio e deposição de sólidos em suspensão presentes no suco sobre as placas.

ATIVIDADES ADICIONAIS

Embora não essencial, um multímetro permite obter os potenciais de circuito aberto de cada montagem, V_{ca} , ampliando bastante as discussões possíveis. O potencial de circuito aberto é medido ligando-se os terminais da pilha diretamente aos terminais correspondentes do multímetro. Nesta situação, a resistência interna elevada do multímetro faz com que não haja passagem de corrente pelo circuito externo ($I = 0$), e a voltagem medida corresponde à voltagem máxima fornecida pela pilha, $V_{medido} = V_{max} = V_{ca}$. A outra situação extrema de funcionamento da pilha é quando os pólos da mesma são ligados através de um condutor com resistência zero. Neste caso $V_{medido} = 0$, e a corrente é máxima, $I_{medido} = I_{max}$. Em situações reais de utilização, uma bateria tem uma potência P , dada pela relação $P = V_{medido} \times I_{medido}$, onde os valores V_{medido} e I_{medido} são intermediários entre zero e os valores de V_{max} e I_{max} .

Valores típicos de potenciais de circuito aberto medidos nas montagens do tipo **A** estão na faixa 0,85-0,92 V, enquanto que nas montagens do tipo **C** estão na faixa 1,6-1,8 V, utilizando-se água de torneira e suco cítrico como eletrólito, respectivamente. Observa-se que os valores de potenciais de circuito aberto medidos são invariavelmente diferentes dos previstos a partir dos valores de E^0 tabelados (0,763 e 2,363 V, para as montagens **A** e **C**, respectivamente). Estas discrepâncias podem ser justificadas qualitativamente, observando-se que as condições experimentais das medidas efetuadas são bastante diferentes das condições padrões em que são obtidos os valores tabelados. Durante a realização dos experimentos não houve controle do pH - valores típicos estão ao redor de 5 para água de torneira e 3 para suco de laranja- e

nem da concentração dos traços de íons metálicos eventualmente presentes, o que inviabiliza qualquer aplicação quantitativa da equação de Nernst na discussão dos resultados.

No caso dos Experimentos E1 a E4, as medidas de V_{ca} mostram claramente que um único conjunto Zn/Cu não é capaz de fornecer a tensão de 1,5 V necessária para acionar o relógio digital, independentemente do eletrólito empregado. Assim justifica-se facilmente o emprego da associação em série de duas pilhas empregadas na montagem **B**.

Outro aspecto que pode ser explorado refere-se à relação existente entre o potencial medido em circuito aberto (V_{ca}), a resistência interna da pilha (R_{int}), a voltagem real (V_{medido}) e a potência útil fornecida pelo sistema. (P). Quando o multímetro é substituído pelo relógio, cuja resistência é bem inferior à do multímetro, há passagem de uma corrente I_{medido} pelo circuito externo, e a voltagem real é dada por

$$V_{medido} = V_{ca} - R_{int} \times I_{medido},$$

onde R_{int} é essencialmente a resistência interna do eletrólito.

Considerações deste tipo permitem explicar porque, mesmo nas pilhas onde V_{ca} é maior que 1,5 V, o relógio de ponteiro só funcionou quando se utilizou suco como eletrólito. Quando se utiliza água da torneira como eletrólito, a quantidade de íons presentes em solução é muito baixa, o que faz com que sua resistência interna da pilha seja alta. Em consequência, os valores de V_{medido} e I_{medido} são baixos, e a potência útil fornecida pela pilha é insuficiente para atender à demanda energética do relógio. Quando se utiliza o suco cítrico para as mesmas montagens (**B** ou **C**), sua resistência interna é menor do que a da água de torneira, devido à maior concentração de íons H^+ presentes no suco. Deste modo, os valores de I_{medido} e V_{medido} são mais elevados que no caso em que se emprega água de torneira como solução eletrolítica, e a potência útil fornecida é suficiente para acionar o relógio de ponteiro. Já para o relógio digital, com menor demanda de potência (0,0002 W, segundo informação do fabricante), mesmo a baixa concentração de eletrólito presente na água de torneira é suficiente para fornecer a potência necessária ao seu funcionamento.

Conclusões

Apesar de haver um grande número de experimentos e demonstrações sobre pilhas descritos na literatura, os procedimentos simples apresentados neste artigo apresentam algumas vantagens. As montagens descritas, além de utilizarem materiais de fácil acesso e baixo custo, permitem mostrar de maneira simples os elementos essenciais para a produção de energia elétrica a partir de reações químicas - dois elementos químicos diferentes e fisicamente isolados, colocados em contato elétrico através de uma solução condutora e um circuito metálico externo.

Outra vantagem dos experimentos é poderem ser explorados em diferentes níveis, de acordo com o grau de escolaridade dos estudantes. Assim, podem ser utilizados como uma demonstração simples de transformação de energia para alunos de níveis elementares, ou utilizados numa abordagem interdisciplinar de Física e Química para alunos mais avançados.

OLIVEIRA, L.A.A. et al. Construction of simple electrochemical cells - an integrated experiment of chemistry and physics. *Ecl. Quím.* (São Paulo), v.26, p. , 2001.

ABSTRACT : In this article are described simple and inexpensive ways of assembling galvanic cells, using zinc, magnesium and copper plates directly immersed in electrolytic solutions. Citric fruit juices, or even tap water, can be used as electrolytic solutions. Voltage and current produced by the electrochemical cells are enough for running electrical devices with small power demand, such as analogical and digital clocks. The experiments can be explored as simple demonstrations of transformation of chemical into electrical energy for elementary school students, or as interdisciplinary experiments of Physics and Chemistry for more advanced students.

KEYWORDS: Electrochemical cell, Voltage, Current, Power.

Referências Bibliográficas

- 1 ALEXEYEV, V.N. *Qualitative analysis*. Moscou: MIR Publishers, 1967. 563 p.

- 2 CHAGAS, A. P. Os 200 anos da pilha elétrica. *Química Nova*, v. 23, n. 3, p. 427-9, 2000. [[SciELO](#)]
- 3 HIOKA, N.; MAIONCHI, F.; RUBIO, D. A. R.; GOTO, P. A.; FERREIRA, O. P. Pilhas modificadas empregadas no acendimento de lâmpadas, *Química Nova Escola*, n. 8, p. 36-9, 1998.
- 4 KELTER, P. B.; CARR, J. D.; JOHNSON, T.; CASTRO-ACUÑA, C. M. The chemical and educational appeal of the orange juice clock. *J. Chem. Educ.*, v.73, n.12, p. 1123-7, 1996.
- 5 OKI, M. C. M. Eletricidade e a química. *Química Nova Escola*, n. 12, p. 34-7, 2000.
- 6 PERUZZO, T.M.; CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*. v.2, São Paulo: Moderna. 1993. p. 134-5.
- 7 TOLENTINO, M.; ROCHA-FILHO, R. C. O bicentenário da invenção da pilha elétrica. *Química Nova Escola*, n. 11, p. 35-9, 2000.
- 8 VOLTA, A. On the electricity excited by mere contact of conducting substances of different kinds. *Philos. Trans.*, p. 403, 1800.

Recebido em 28.2.2001.
Aceito em 2.4.2001.

^{*} Departamento de Química Geral e Inorgânica - Instituto de Química - UNESP - Araraquara - 14800-900 - São Paulo - Brazil.

^{**} Alunos do curso de Licenciatura em Química, que desenvolveram o presente trabalho como requisito do curso de graduação Instrumentação Para o Ensino de Química.