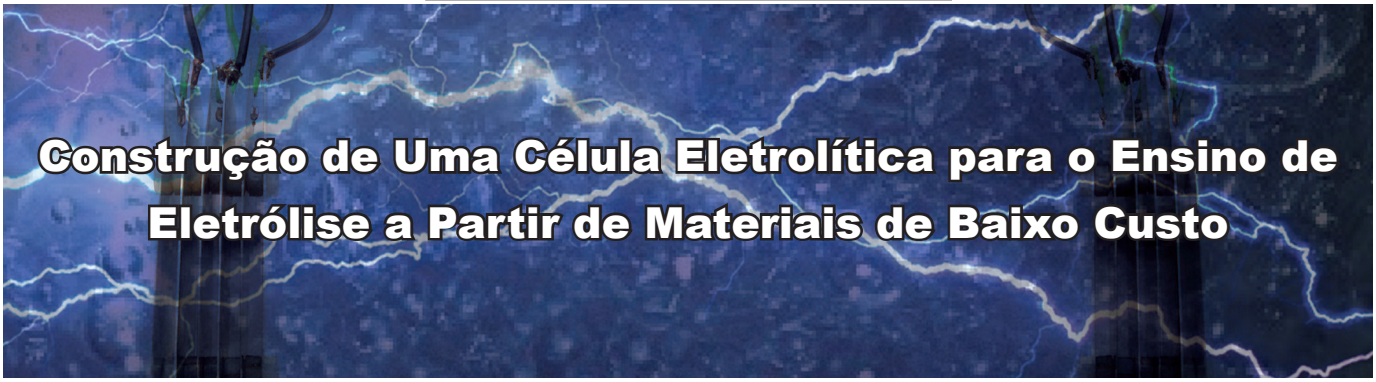

Construção de Uma Célula Eletrolítica para o Ensino de Eletrólise a Partir de Materiais de Baixo Custo

Elen R. Sartori, Vagner B. dos Santos, Aline B. Trench e Orlando Fatibello-Filho

Nesse artigo, é descrita a construção de uma célula eletrolítica a partir de materiais de baixo custo para um experimento de eletrólise com uma solução de KI 0,1 mol L^{-1}. Íons iodeto foram oxidados a iodo no ânodo, visualizado pela cor castanho-amarelada formada, e a água foi reduzida no cátodo, produzindo íons hidroxilas que causaram a mudança de cor de uma solução de extrato de repolho roxo. Ademais, determinou-se o valor da constante de Avogadro a partir da carga envolvida na eletrólise.

▶ célula eletrolítica, reações de oxidação-redução, eletrólise ◀

Recebido em 15/05/2012, aceito em 06/11/2012

A produção simultânea de cloro e soda cáustica a partir da eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio é uma atividade importante economicamente. Ambos são produtos químicos industriais de grande importância, empregados como insumos de outras indústrias numa grande variedade de aplicações. O cloro é utilizado, por exemplo, no tratamento de água para o consumo doméstico, na produção de defensivos agrícolas e no branqueamento da polpa para a produção de papel. A soda cáustica é usada para controlar a acidez e neutralizar rejeitos ácidos e também na produção de aspirina e na fabricação de sabões (Masterton et al., 1990).

Uma célula eletrolítica é constituída de dois eletrodos – o ânodo (potencial positivo) e o cátodo (potencial negativo) –, mergulhados em uma solução aquosa ou solvente contendo íons, conhecida como eletrólito, e ainda por uma fonte externa que fornecerá energia a essa célula, produzindo reações de oxidação e redução não espontâneas nos eletrodos. À medida que energia elétrica é fornecida por uma fonte, elétrons percorrem o circuito elétrico, passando do ânodo, onde ocorrerá a oxidação, para o cátodo, onde ocorrerá a redução, por um fio externo. Para manter a neutralidade elétrica, os íons positivos (cátions) movem-se através do eletrólito na direção do cátodo, e os íons negativos (ânions), na direção do ânodo. Esse processo constitui uma reação de oxidação-redução e a soma das duas semirreações nos eletrodos é a reação global na célula eletrolítica. Por convenção, o eletrodo com carga negativa na célula eletrolítica é denominado cátodo, enquanto o carregado positivamente é chamado ânodo, o oposto ao encontrado numa célula galvânica (ex. bateria). Quando uma espécie (átomos, íons ou moléculas) perde elétrons, diz-se que foi oxidada e seu estado de oxidação atinge valores maiores. Por outro lado, quando uma espécie recebe elétrons, diz-se que ela foi reduzida e seu estado de oxidação diminui. Ambos os processos ocorrem simultaneamente: os elétrons recebidos pela espécie que se reduz serão cedidos pela espécie que está sofrendo oxidação. As reações químicas que ocorrem durante a eletrólise podem ser observadas nas proximidades dos eletrodos (Atkins e Jones, 2006; Masterton et al., 1990).

As leis da eletrólise foram estabelecidas por Michael Faraday. Elas demonstram que a quantidade de produto formado ou reagente consumido pela eletrólise deve ser diretamente proporcional à corrente que flui pela célula eletrolítica (Masterton et al., 1990). O mol é a unidade associada com a quantidade de átomos, moléculas, íons e ou elétrons. É definido como a quantidade de matéria de átomos de carbono em exatamente 12 g do isótopo 12 do carbono (^{12}C), sendo estabelecido como $6{,}02214 \times 10^{23}$ mol^{-1} e conhecido como constante de Avogadro (Masterton et al., 1990).

A seção "Experimentação no ensino de Química" descreve experimentos cuja implementação e interpretação contribuem para a construção de conceitos científicos por parte dos alunos. Os materiais e reagentes usados são facilmente encontráveis, permitindo a realização dos experimentos em qualquer escola.

Contextualizar e inserir a interdisciplinaridade nas aulas de química propicia um desenvolvimento cognitivo do aluno, contribuindo para um aprendizado significativo e despertando um educando mais ativo e crítico. A construção e a aplicação de uma célula eletrolítica na eletrólise de uma solução de iodeto de potássio permitem que o aluno simule, em sala de aula e com materiais alternativos, o mesmo processo químico de obtenção de cloro e soda realizado na indústria. Além disso, este pode calcular a quantidade dos produtos formada após o processo de eletrólise, com uma reação química no qual se pode acompanhar o consumo de corrente elétrica, a formação dos produtos nos eletrodos e a evolução das cores na solução do extrato de repolho roxo (de roxo passando por azul, verde e amarelo de acordo com o aumento do pH da solução), fornecendo um experimento visualmente atrativo ao aluno. Experimentos como esse promovem melhorias na compreensão dos conceitos teóricos, facilitando a aprendizagem do aluno. Ademais, permite a cooperação, o trabalho em grupo – tanto no desenvolvimento do experimento quanto na análise dos resultados – e ainda assegura uma discussão entre professor e alunos sobre outros conceitos teóricos e experimentais envolvidos durante a realização do experimento como uso de indicadores de pH e de tabelas de potenciais padrões de redução e reações de oxidação-redução.

Dessa forma, neste trabalho, propõem-se a construção de uma célula eletrolítica, sua aplicação na eletrólise de uma solução de iodeto de potássio, a determinação da quantidade de cada espécie formada em cada eletrodo, bem como o cálculo da constante de Avogadro, empregando-se materiais alternativos simples e facilmente disponíveis no cotidiano.

Material e reagentes

A seguir, são listados os materiais necessários para a realização dos experimentos.

- Dois lápis de carpinteiro, um cronômetro e 25 g de repolho roxo;
- Algodão, um conta-gotas e duas seringas de plástico descartáveis de 10 mL cada;
- Um recipiente plástico de 200 mL com tampa, iodeto de potássio e água destilada;
- 30 centímetros de fios flexíveis e uma bateria de 9,0 V (de preferência, recarregável);
- Um estilete e um potenciômetro (resistor variável) de 5000 Ohm;
- Um multímetro contendo escalas para leitura de potencial e corrente;
- Um balão volumétrico de 250 mL e um copo de medidas com indicações de volume.

Procedimento

Montagem do circuito divisor de potencial: Conectar, por meio de fios flexíveis, uma das extremidades do potenciômetro ao polo positivo de uma bateria (que deve ser de 9,0 V com carga mínima de 250 mAh) e a outra, ao polo negativo (Figura 1). O terminal central do potenciômetro deve estar livre para conectar-se ao circuito para a realização dos experimentos. Como o potenciômetro atua como um divisor de potencial, este divide o potencial fornecido pela bateria. Esse potencial foi aferido utilizando-se um multímetro com escala em leitura de potencial.

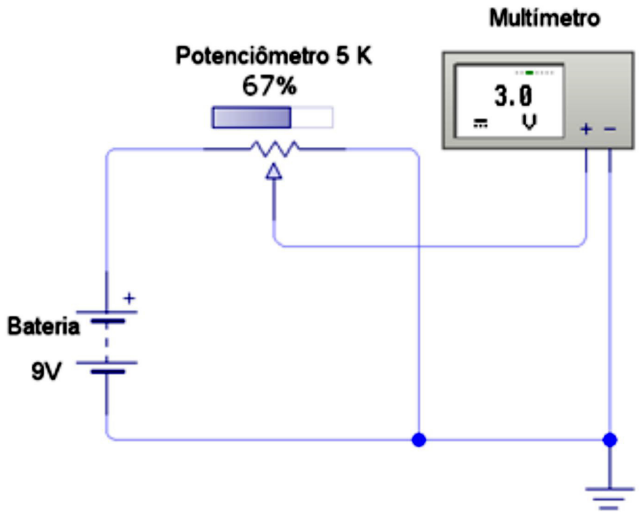

Figura 1: Representação esquemática do circuito divisor de potencial constituído por uma bateria de 9,0 V, um potenciômetro (resistor variável) de 5000 Ω e um multímetro para a determinação do potencial utilizado nos experimentos de eletrólise. A indicação de 67% mostrada no potenciômetro refere-se ao uso de apenas 33% da resistência do potenciômetro de 5000 Ω, ou seja, 1650 Ω.

Montagem da célula eletrolítica: Remova as extremidades de madeira de ambos os lápis de carpinteiro com o auxílio de um estilete, expondo 1 cm do grafite. Uma das extremidades será utilizada para contato elétrico, enquanto a outra ficará submersa na solução de KI. O corpo do lápis (madeira) atua como isolante elétrico. Em seguida, descartar o êmbolo das seringas e, em uma delas, fazer um pequeno orifício de aproximadamente 2 mm próximo à extremidade onde conecta a agulha, a qual será utilizada para a inserção da solução do extrato de repolho roxo. Introduzir os lápis com o grafite exposto em cada uma das seringas de plástico, de forma que uma das extremidades do grafite fique fixa na extremidade que conecta a agulha para o contato elétrico e a outra fique exposta, submersa na solução. Envolver cada um dos lápis com algodão na parte da madeira, mantendo o grafite exposto para a solução (Figura 2). A utilização do algodão se faz necessária para reter a solução do extrato de repolho roxo nas proximidades do cátodo e também para que o produto formado em cada semirreação de oxidação-redução permaneça próximo aos eletrodos e não se espalhe na solução, o que dificultaria a visualização. Com auxílio do estilete, faça duas aberturas circulares na tampa da embalagem plástica, com diâmetro próximo ao das seringas, de forma que seja mantido 2 cm de distância entre as aberturas. Encaixar as seringas

contendo os lápis em cada uma das aberturas, de modo que a extremidade aberta de cada um das seringas (por onde se retira o êmbolo) fique exposta à solução de KI. Manter as seringas posicionadas no volume de aproximadamente 6 mL. Conectar o terminal central do potenciômetro (inserido no centro da Figura 2) ao lápis inserido na seringa que não contenha o orifício de 2 mm (ânodo), utilizando um fio flexível (fio vermelho). Com outro fio flexível (fio azul), conectar ao outro lápis (cátodo) o terminal positivo do multímetro, com este configurado para leitura de corrente contínua (Figura 2). O terminal negativo do multímetro deve ser conectado ao polo negativo da bateria (fio marrom), o qual também está conectado a uma das extremidades do potenciômetro (terminal negativo), fechando assim o circuito elétrico. Dessa forma, o multímetro encontra-se em configuração em série, a qual é necessária para efetuar a leitura de corrente elétrica que flui pela célula eletrolítica. Entretanto, somente após a inserção da solução de KI na embalagem plástica é que se deve conectar o terminal positivo do multímetro ao cátodo. Anotar a corrente indicada no multímetro a cada 1 min até 20 min.

Eletrólise da solução de iodeto de potássio: Preparar uma solução de KI 0,10 mol L^{-1}, adicionando-se 4,15 g de iodeto de potássio em 250 mL de água destilada. Essa concentração é adequada para que o estudante acompanhe a evolução da reação. Adicionar 150 mL dessa solução na célula eletrolítica, com auxílio de um copo com indicações de volume. Adicionar 40 gotas do extrato de repolho roxo preparado conforme procedimento da literatura (GEPEQ, 1995) no orifício feito em uma das seringas (no cátodo). Conectar o terminal positivo do multímetro ao cátodo, aplicando-se 3,0 V. Simultaneamente, disparar o cronômetro.

Discussão dos resultados

Após alguns segundos da conexão do terminal positivo do multímetro ao cátodo, pode-se observar a formação de iodo (I_2) no ânodo, facilmente visível pela sua tonalidade amarela clara, dado que no início a solução era incolor. Com o passar do tempo, essa cor acentua-se, tornando-se castanho-amarelada, em virtude da quantidade de I_2 acumulada nas vizinhanças do ânodo. O potencial de 3,0 V aplicado ao sistema de eletrodos de grafite força a oxidação dos íons iodeto (I^-) a I_2 no ânodo. Simultaneamente, há a formação de íons hidroxila (OH^-) no cátodo. Neste, as moléculas de H_2O são reduzidas a $H_{2(g)}$ e a íons OH^-. A formação desse último é indicada pela mudança de cor da solução do extrato de repolho roxo (Figura 2). Após 16 min de reação (tempo no qual a corrente é estabilizada), a coloração predominante no cátodo é a azul-esverdeada (fotografia inserida à direita na Figura 2). Essa mudança de cor mostra a variação de pH no decorrer da eletrólise, que chega a pH 12 nas proximidades do cátodo (Fatibello-Filho et al., 2006) devido à concentração dos íons OH^-. As Equações 1 e 2 apresentam respectivamente

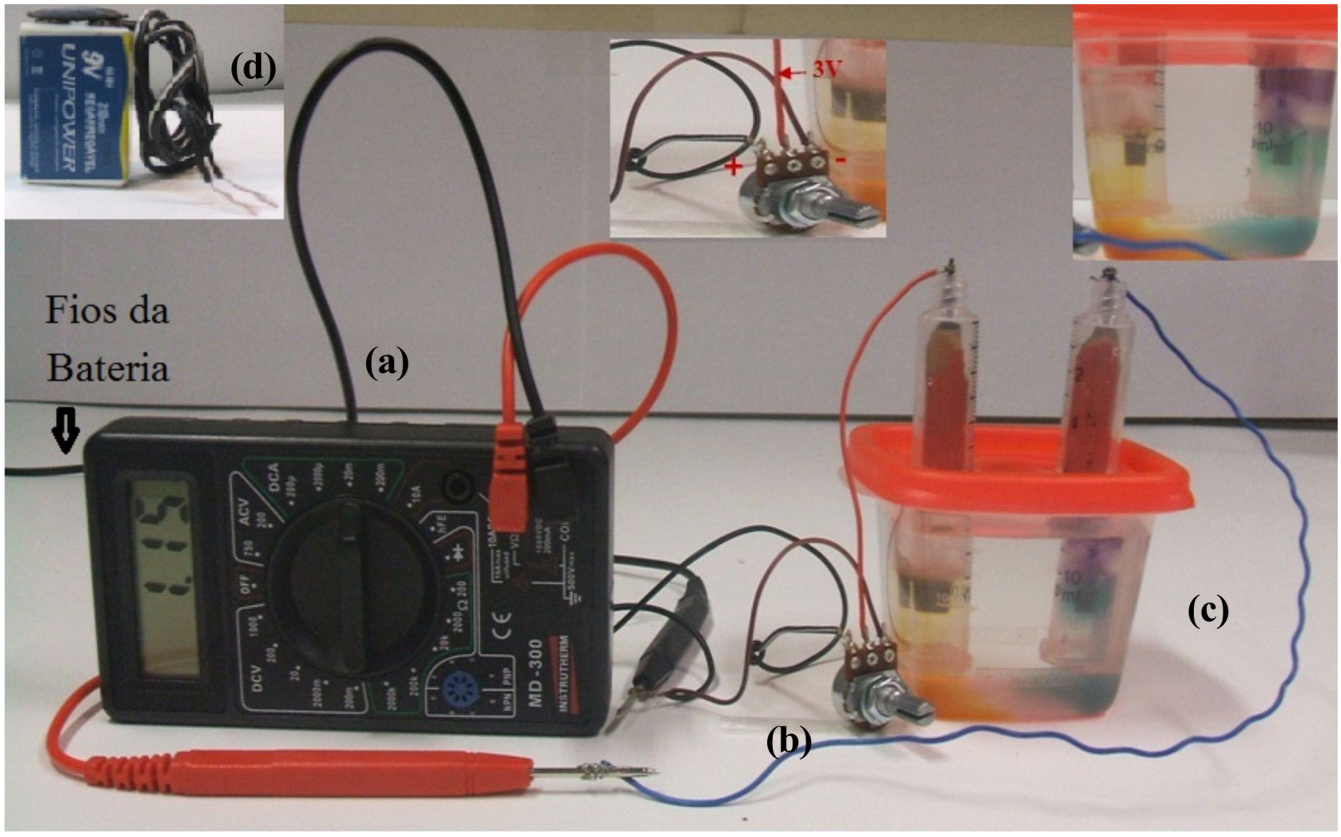

Figura 2: Aparato desenvolvido para os estudos de eletrólise a partir de materiais de fácil acesso e de baixo custo: (a) multímetro digital; (b) potenciômetro; (c) célula eletrolítica; e (d) bateria. O fio preto que passa por trás do multímetro é o que conecta a bateria (d) ao circuito.

as semirreações de redução das moléculas de água e de oxidação do I^-, além da reação global (Equação 3), que representa o processo de eletrólise da água e de oxidação do iodeto. Os respectivos potenciais padrões também são mostrados:

$$2H_2O_{(l)} + 2e^- \leftrightarrows H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)} \quad -0,83\ V \quad (1)$$
$$2I^-_{(aq)} \leftrightarrows I_{2(s)} + 2e^- \quad -0,54\ V \quad (2)$$
$$2H_2O_{(l)} + 2I^-_{(aq)} \leftrightarrows H_{2(g)} + I_{2(s)} + 2OH^-_{(aq)} \quad -1,37\ V \quad (3)$$

A reação de eletrólise da água acontece majoritariamente como apresentado na Equação (1). Teoricamente, os íons K^+ deveriam ser reduzidos em um potencial de -2,93 V, mas devido ao sobrepotencial da reação, esse cátion não se reduz. Após 20 min (1200 s) de reação, determinou-se a carga total (Q), em Coulombs (C), envolvida no experimento. Há pelo menos duas possibilidades de cálculo de Q, a saber: a) calcular a área sob a curva de corrente (A) *vs* tempo (s), empregando o software Origin 8.0 Professional (Figura 3); ou b) usar uma calculadora para determinar a carga, empregando-se as Equações (4) e (5):

$$Q_{(n)} - Q_{(n-1)} = ((I_n + I_{n-1})/2) \times (T_n - T_{n-1}) \quad (4)$$
$$Q = \sum (Q_{(n)} - Q_{(n-1)}) \quad (5)$$

onde $I_n + I_{n-1}$ e $Q_{(n)} - Q_{(n-1)}$ representam a corrente e a carga medida a cada intervalo de 60 s. A carga total (Q) gerada na célula eletroquímica durante os 20 minutos (1200 s) de eletrólise foi de 1,49 C, empregando esse método como mostrado na Tabela 1.

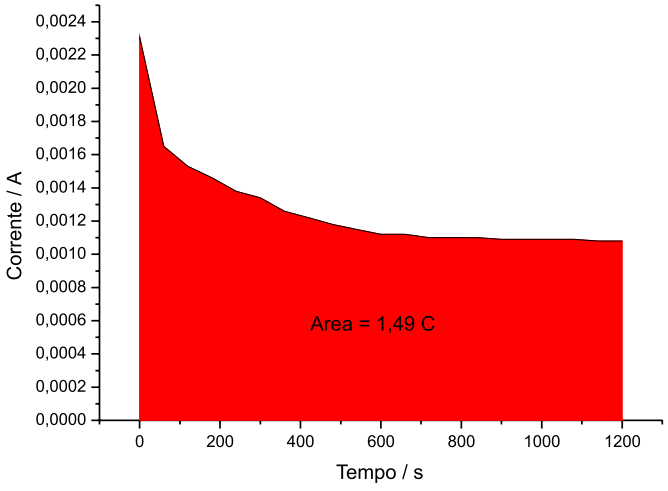

Figura 3: Área sob a curva. Carga (Q) = 1,49 C, calculado utilizando o software Origin 8.0 Professional.

Com auxílio da constante de Faraday (F), que corresponde a 96485 C (mol e^-)$^{-1}$, calculou-se a quantidade de elétrons requerida por essa carga. Sendo Q = ne^-F, em que ne^- é a quantidade de matéria de elétrons e é calculado como se segue:

$$ne^- = 1,49\ C/96485\ C\ (mol\ e^-)^{-1} = 1,54 \times 10^{-5}\ mol\ e^- \quad (6)$$

Tabela 1. Dados de corrente e carga obtidos ao longo de 20 minutos de eletrólise.

Tempo /s	Corrente (I) /A	$Q_{(n)} - Q_{(n-1)} = \sum ((I_n + I_{n-1})/2) \times (T_n - T_{n-1})$
0	0,00231	--
60	0,00165	0,11880
120	0,00153	0,09540
180	0,00146	0,08970
240	0,00138	0,08520
300	0,00134	0,08160
360	0,00126	0,07800
420	0,00122	0,07440
480	0,00118	0,07200
540	0,00115	0,06990
600	0,00112	0,06810
660	0,00112	0,06720
720	0,00110	0,06660
780	0,00110	0,06600
840	0,00110	0,06600
900	0,00109	0,06570
960	0,00109	0,06540
1020	0,00109	0,06540
1080	0,00109	0,06540
1140	0,00108	0,06510
1200	0,00108	0,06480
		$\sum (Q_{(n)} - Q_{(n-1)}) = 1,49$

Pelas semirreações de redução da H_2O e oxidação do iodeto com formação de I_2 (Equações 1 e 2), estabelece-se a razão molar entre I_2 ou OH^- e e^- (elétrons envolvidos no processo). Assim, 2 mol $e^- \cong$ 1 mol I_2 e 2 mol $e^- \cong$ 2 mol OH^-. Sendo a massa molar do I_2 e de OH^- igual a 253,8 e 17,0 g mol^{-1}, respectivamente, chega-se ao valor da massa de I_2 e OH^- produzido em 20 min de eletrólise, que foi de $1,96 \times 10^{-3}$ e $2,63 \times 10^{-4}$ g, respectivamente.

Para calcular a constante de Avogadro (N_a), basta determinar N_{e^-} (quantidade de elétrons) dado por: N_{e^-} = Q/e = 1,49 C/$1,60 \times 10^{-19}$ C = $9,31 \times 10^{18}$ e^-. Como $N_a = Ne^-/ne^-$ = $9,31 \times 10^{18}$ $e^-/1,54 \times 10^{-5}$ mol e^-, tem que $N_a = 6,05 \times 10^{23}$ mol^{-1}, valor 0,46 % superior o valor do número de Avogadro ($6,022 \times 10^{23}$ mol^{-1}).

O método desenvolvido e os cálculos empregados são válidos assumindo que a eficiência do processo de eletrólise foi de 100%, ou seja, que a corrente envolvida na eletrólise foi completamente empregada na formação dos produtos da reação.

Considerações finais

Os experimentos descritos são facilmente executados em uma sala de aula utilizando materiais alternativos, o que permite ao aluno uma postura construtivista, permitindo relacionar novas informações às que os alunos têm conhecimento como os conceitos de eletrólise, de reações de oxidação-redução, utilização de tabelas de potenciais padrões de redução e uso de indicadores de pH, conduzindo-os a uma aprendizagem significativa, além de visualizar e interpretar os fenômenos químicos presentes no cotidiano, facilitando o aprendizado.

Questões que podem ser trabalhadas pelos professores

1. Esboce uma célula eletrolítica indicando seus componentes.

2. Determine a massa (em gramas) de I_2 e de OH^- que pode ser obtida a partir da eletrólise de uma solução aquosa de iodeto de potássio, usando uma carga de 1,20 C.

Agradecimentos

Os autores agradecem à FAPESP, à CAPES e ao CNPq pelos recursos e bolsas de estudo concedidos.

Elen Romão Sartori (ejrsartori@yahoo.com.br), bacharel em Química pela Universidade Estadual de Maringá (UEM), mestre e doutora em Ciências (Química Analítica), pelo Programa de Pós-Graduação em Química do Departamento de Química da Universidade Federal de São Carlos (UFSCar), São Carlos-SP, é Professora Adjunta do Departamento de Química da Universidade Estadual de Londrina (UEL). Londrina, PR – BR. **Vagner Bezerra dos Santos** (vagnerlaqa@gmail.com), Químico Industrial pela Universidade Federal da Paraíba (UFPB), mestre e doutorando em Ciências (Química Analítica), pelo Programa de Pós-Graduação em Química do Departamento de Química da UFSCar. São Carlos, SP – BR. **Aline Barrios Trench** (aline_trench@hotmail.com), licencianda em Química pela UFSCar. São Carlos, SP – BR. **Orlando Fatibello-Filho** (bello@ufscar.br), licenciado em Química pela UFSCar, mestre em Físico-Química Orgânica pelo IQSC-USP, doutor em Ciências (Química Analítica) e livre-docente pela USP de São Paulo, é professor titular do Departamento de Química da UFSCar. São Carlos, SP – BR.

Referências

ATKINS, P. e JONES, L. *Princípios de química*. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

FATIBELLO-FILHO, O.; WOLF, L.D.; ASSUMPÇÃO, M.H.M.T. e LEITE, O.D. Experimento simples e rápido ilustrando a hidrólise de sais. *Química Nova na Escola*, n. 24, p. 30-34, 2006.

GEPEQ. Extrato de repolho roxo como indicador universal de pH. *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 32-33, 1995.

MASTERTON, W.L.; SLOWINSKI, E.J. e STANITSKI, C.L. *Princípios de química*. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1990.

Para saber mais

GOUVEIA-MATOS, J.A.M. Mudança nas cores dos extratos de flores e do repolho roxo. *Química Nova na Escola*, n. 10, p. 6-10, 1999.

MORTIMER, E.F. e MACHADO, A.H. *Química para o ensino médio*. São Paulo: Scipione, 2002.

Abstract: *Construction of an Electrolytic Cell from Inexpensive Materials for the Teaching of Electrolysis.* The construction of an electrolytic cell from low-cost materials to be used in an electrolysis experiment with a 0.1 mol L^{-1} KI solution is described in this article. Iodide ions are oxidized to iodine in the anode, visualized by the formation of a brown-yellow color, and water is reduced at the cathode, yielding hydroxyl ions that change the color of a red-cabbage extract solution. Additionally, the value of the Avogadro constant is determined using the charge involved in the electrolysis

Keywords: electrolytic cell, oxidation-reduction reaction, electrolysis.

IX ENCONTRO NACIONAL DE PESQUISA EM EDUCAÇÃO EM CIÊNCIAS

V Escola de Formação de Pesquisadores em Educação em Ciências

Águas de Lindóia, 10 a 14 de Novembro de 2013

ABRAPEC
ASSOCIAÇÃO BRASILEIRA DE PESQUISA EM EDUCAÇÃO EM CIÊNCIAS

O Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências (ENPEC) é um evento bienal promovido pela Associação Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências (ABRAPEC). O IX ENPEC será realizado no Hotel Majestic, na cidade de Águas de Lindóia SP, entre 10 e 14 de novembro de 2013.

Tem como **objetivo** reunir e favorecer a interação entre os pesquisadores das áreas de Ensino de Física, de Biologia, de Química, de Geociências, de Ambiente, de Saúde e áreas afins, com a finalidade de discutir trabalhos de pesquisa recentes e tratar de temas de interesse da ABRAPEC.

Entre as **atividades** programadas para o evento destacam-se: conferências, mesas-redondas, sessões de apresentação de trabalhos (comunicações orais e simpósios) e minicursos da V Escola de Formação de Pesquisadores em Educação em Ciências (maiores informações serão divulgadas em circular específica).

O **público-alvo** do ENPEC é formado por interessados na pesquisa em Educação em Ciências Naturais, da Saúde e do Ambiente, incluindo professores-pesquisadores da Educação Básica e Superior, estudantes de pós-graduação, de licenciatura, formadores de professores e pesquisadores.

A participação no evento está condicionada à **apresentação de trabalho** de pesquisa inédito, individual ou em colaboração, nas **modalidades**:

Pesquisa empírica em Educação em Ciências, concluída ou em andamento, fundamentado em referenciais teóricos, apresentando revisão de literatura pertinente e análise de dados.

Trabalho teórico em Educação em Ciências, devidamente fundamentado na literatura pertinente, que desenvolva uma argumentação teórica consistente e indique implicações para a área de Educação em Ciências.

O **período para submissão de trabalhos é de 1º Abril a 13 de Maio** por meio de submissão em plataforma eletrônica cujo link estará disponível na página da ABRAPEC (www.nutes.ufrj.br/abrapec).