

# Construção e aplicação de uma célula eletrolítica a partir de materiais de baixo custo para abordagem da eletrólise

Elen R. Sartori<sup>1,2,\*</sup> (PQ), Vagner B. Santos<sup>2</sup> (PG), Aline B. Trench<sup>2</sup> (IC), Orlando Fatibello-Filho<sup>2</sup> (PQ)

<sup>1</sup>Universidade Estadual de Londrina, Centro de Ciências Exatas, Departamento de Química. <sup>2</sup>Universidade Federal de São Carlos, Centro de Ciências Exatas e de Tecnologia, Departamento de Química. \*elensartori@uel.br

Palavras Chave: célula eletrolítica, reações de oxidação-redução, eletrólise.

## Introdução

A realização de aulas experimentais em química propicia a assimilação de princípios básicos relacionados ao conteúdo teórico ministrado em sala de aula. Nesse sentido, visando ampliar os princípios básicos e os conceitos químicos teóricos envolvidos no fenômeno da eletrólise, foi construída uma célula eletrolítica, sendo esta aplicada na eletrólise de uma solução de iodeto de potássio. Com esse experimento foi possível determinar a quantidade de cada espécie formada nos eletrodos, bem como calcular a constante de Avogadro, empregando-se materiais alternativos simples e facilmente disponíveis no cotidiano.

## Procedimento Experimental

Na Figura 1 é apresentado o aparato desenvolvido para os estudos da eletrólise. Dois lápis de grafite (usado em carpintaria) com ambas as extremidades expostas (1 cm) inseridas em seringas, sendo envolvidos com algodão na parte da madeira, mantendo o grafite exposto para a solução. As seringas foram encaixadas nas aberturas feitas na tampa da embalagem plástica, no qual em uma das seringas foi feito um pequeno orifício de 2 mm próximo a extremidade onde conecta a agulha, para a inserção do extrato de repolho roxo. Conectou-se o terminal central do potenciômetro ao lápis de grafite inserido na seringa que não possui o orifício (ânodo) utilizando um fio flexível (fio vermelho). Com outro fio flexível (fio azul), conecta-se ao outro lápis (cátodo) o terminal positivo do multímetro, com este configurado para leitura de corrente contínua. O terminal negativo do multímetro foi conectado ao pólo negativo da bateria (fio marrom), o qual também está conectado a uma das extremidades do potenciômetro (terminal negativo), fechando assim o circuito elétrico (o multímetro encontra-se em configuração em série).

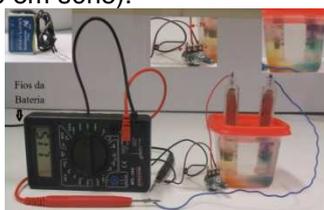
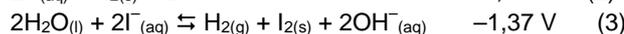
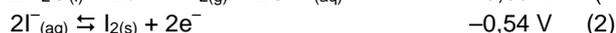
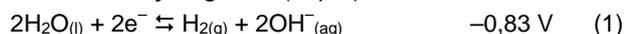


Figura 1. Aparato desenvolvido nos ensaios de eletrólise.

O circuito foi fechado somente após a inserção de 150 mL de solução de KI 0,10 mol L<sup>-1</sup> no recipiente

plástico e do extrato de repolho roxo no cátodo. Anotou-se a corrente indicada no multímetro a cada 1 min até 20 min. O potencial de 3,0 V aplicado ao sistema de eletrodos de grafite força a oxidação dos íons I<sup>-</sup> a I<sub>2</sub> no ânodo, facilmente visível pela sua tonalidade castanho-amarelada, dado que no início a solução era incolor. Simultaneamente, ocorreu a formação de íons OH<sup>-</sup> no cátodo, que é indicada pela mudança de cor da solução do extrato de repolho roxo<sup>1</sup>. As Eqs. 1 e 2 mostram, as semi-reações de redução de H<sub>2</sub>O e de oxidação do I<sup>-</sup>, além da reação global (Eq. 3).



Os íons K<sup>+</sup> não são reduzidos no cátodo, devido ao sobrepotencial da reação. Após 20 min (1020 s) de reação, determinou-se a carga total (Q), em Coulombs (C) envolvida no experimento.

## Resultados e Discussão

A carga (C) total foi de 1,49 C, obtida empregando o cálculo da área sob a curva de corrente (A) vs. tempo (s). Com auxílio da constante de Faraday, F, determinou-se a quantidade de matéria de elétrons ( $ne^- = 1,54 \times 10^{-5}$  mol e<sup>-</sup>). Em seguida, pela estequiometria das Eqs. 1 e 2 calculou-se massa de I<sub>2</sub> e OH<sup>-</sup> produzido em 20 min de eletrólise, que foi de  $1,96 \times 10^{-3}$  e  $2,63 \times 10^{-4}$  g, respectivamente. A constante de Avogadro ( $N_a = 6,05 \times 10^{23}$  mol<sup>-1</sup>) foi determinada após o cálculo da quantidade de elétrons ( $N_e$ ) dado por:  $N_e = Q/e = 1,49 \text{ C} / 1,60 \times 10^{-19} \text{ C} = 9,31 \times 10^{18}$  e<sup>-</sup>.

## conclusões

Os experimentos descritos foram facilmente executados em uma sala de aula utilizando materiais alternativos, o que permite ao aluno uma postura construtivista com relação à compreensão dos conceitos de reações de oxidação-redução, utilização de tabelas de potenciais padrões de redução, leis da eletrólise, uso de indicadores de pH, bem como o cálculo da constante de Avogadro.

## Agradecimentos

FAPESP, CAPES e CNPq.

<sup>1</sup> Fatibello-Filho, O.; Wolf, L. D.; Assumpção, M. H. M. T. e Leite, O. D. *Química Nova na Escola*, 2006, 24, 30-34.