



## Experimentação no ensino de células galvânicas para o Ensino Médio

**Bruno P. Diniz, Alice S. Alves, Leandro C. Lemes, Luís Antônio da Silva e Valéria A. Alves**

A eletroquímica é um assunto considerado de difícil compreensão para a maioria dos alunos e professores do Ensino Médio. Este artigo apresenta dois *kits* experimentais contendo pilhas comerciais e células galvânicas alternativas, que podem ser facilmente reproduzidos por professores da Educação Básica, juntamente com seus alunos. O material utilizado para montagem dos *kits* é acessível e de baixo custo. Esta proposta foi desenvolvida tendo como foco uma questão de eletroquímica do Exame Nacional do Ensino Médio (ENEM) realizado em 2017. A referida questão envolveu a utilização de duas células galvânicas em série (bateria) para acender uma lâmpada *led* (diodo emissor de luz) azul. A partir da análise dos microdados do ENEM, disponíveis no portal do Instituto Nacional Anísio Teixeira (INEP), foi possível obter as respostas de todos os participantes na prova de Ciências da Natureza do ENEM 2017. Apenas 18,96% acertaram a alternativa correta.

► ENEM, eletroquímica, experimentação ◀

Recebido em 09/10/2018, aceito em 12/02/2019

77

**E**ste trabalho apresenta o desenvolvimento de um material didático, *kits* experimentais de eletroquímica, que utilizam associações em série e em paralelo de pilhas

comerciais e células galvânicas confeccionadas com materiais de fácil acesso. A motivação para montagem dos *kits* se deu a partir de uma questão de eletroquímica, que compôs a prova de Ciências da Natureza e suas Tecnologias do Exame Nacional do Ensino Médio (ENEM 2017), reproduzida na Figura 1 (INEP, 2017).

A resolução dessa questão facilita o ensino-aprendizagem de conceitos fundamentais sobre as células galvânicas, como por exemplo, conectando-se dois eletrodos que apresentam diferentes potenciais elétricos por meio de um circuito elétrico externo, inicia-se um fluxo de elétrons

através desse circuito, do ânodo (o eletrodo negativo) em direção ao cátodo (o eletrodo positivo) (Cohen *et al.*, 2018).

A resolução detalhada da questão do ENEM 2017, apresentada mais adiante, permite visualizar que três alternativas estão associadas em paralelo, e apenas duas estão associadas em série (ver resolução). No caso das duas alternativas nas quais as células galvânicas estão associadas em série, apenas uma fornece o potencial de célula necessário para acender o *led*.

A dificuldade normalmente apresentada pelos estudantes do Ensino Médio com o tema

eletroquímica (Doymus *et al.*, 2010) fundamentou o desenvolvimento dos *kits* para auxiliar na compreensão dos conceitos básicos necessários para resolução da referida questão, como por exemplo: células galvânicas, pilhas e baterias, e associações em série e/ou em paralelo.

A terminologia usada para descrever os sistemas eletroquímicos que armazenam energia não é precisa. O termo “pilha” deveria, em princípio, ser empregado para se referir

**A terminologia usada para descrever os sistemas eletroquímicos que armazenam energia não é precisa. O termo “pilha” deveria, em princípio, ser empregado para se referir a uma única célula galvânica, enquanto o termo “bateria” deveria ser usado para se referir a duas ou mais células galvânicas interligadas em série ou paralelo, dependendo da exigência por maior potencial ou corrente, respectivamente.**

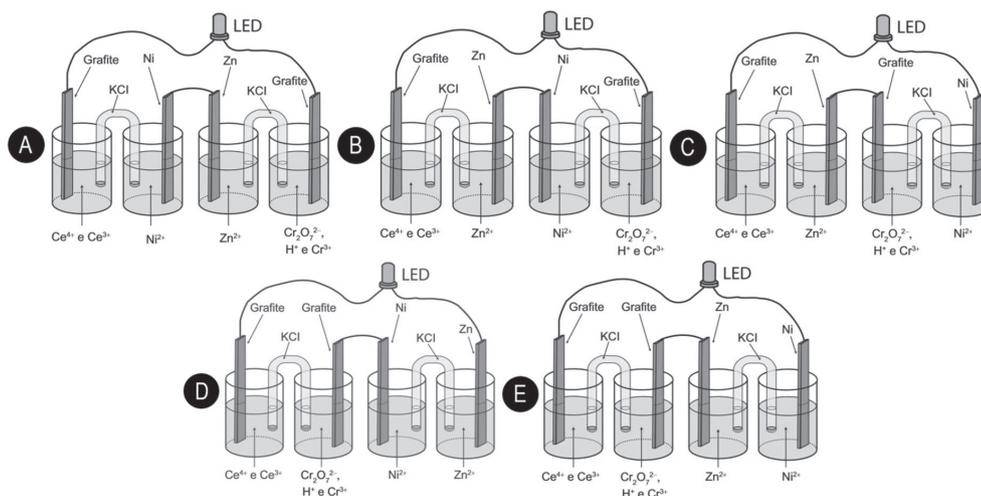
A seção “Experimentação no Ensino de Química” descreve experimentos cuja implementação e interpretação contribuem para a construção de conceitos científicos por parte dos alunos. Os materiais e reagentes usados são facilmente encontráveis, permitindo a realização dos experimentos em qualquer escola.

Questão nº 121

A invenção do LED azul, que permite a geração de outras cores para compor a luz branca, permitiu a construção de lâmpadas energeticamente mais eficientes e mais duráveis do que as incandescentes e fluorescentes. Em um experimento de laboratório, pretende-se associar duas pilhas em série para acender um LED azul que requer 3,6 volts para o seu funcionamento. Considere as semirreações de redução e seus respectivos potenciais mostrados no quadro.

Semirreação de redução	$E^\ominus$ (V)
$Ce^{4+} (aq) + e^- \rightarrow Ce^{3+} (aq)$	+1,61
$Cr_2O_7^{2-} (aq) + 14 H^+ (aq) + 6 e^- \rightarrow 2 Cr^{3+} (aq) + 7 H_2O (l)$	+1,33
$Ni^{2+} (aq) + 2 e^- \rightarrow Ni (s)$	-0,25
$Zn^{2+} (aq) + 2 e^- \rightarrow Zn (s)$	-0,76

Qual associação em série de pilhas fornece diferença de potencial, nas condições-padrão, suficiente para acender o LED azul?



CN - 2º dia | Caderno 7 - AZUL - Página 11

Figura 1: Questão nº 121 do caderno 7 azul da prova de Ciências da Natureza e suas Tecnologias, do ENEM 2017. A resolução da questão foi proposta pelos autores.

a uma única célula galvânica, enquanto o termo “bateria” deveria ser usado para se referir a duas ou mais células galvânicas interligadas em série ou paralelo, dependendo da exigência por maior potencial ou corrente, respectivamente. No entanto, diversos dispositivos eletroquímicos comerciais que fazem parte do nosso dia a dia revelam que os termos “pilha” e “bateria” têm sido usados de forma indistinta para descrever tais sistemas (Bocchi *et al.*, 2000).

Segundo a imprensa (Revista Veja, 2017; Blog do ENEM, 2017), essa foi considerada uma das cinco questões mais difíceis da prova do 2º dia, com 90 questões. A partir da análise dos microdados do ENEM, disponíveis no portal do INEP (INEP, 2017), foi possível obter as respostas de 4.434.517 estudantes que fizeram as provas dos cadernos amarelo, azul, cinza e rosa de Ciências da Natureza (CN) do ENEM 2017. Após correção da referida questão, das

provas de alunos que estavam presentes, obteve-se que apenas 18,96% responderam-na corretamente com a letra (C), o que de fato corrobora a dificuldade da questão. Esse dado mostra a importância de que conceitos de eletroquímica estudados no Ensino Médio sejam enfatizados, inclusive com a utilização de experimentos simples (Santos *et al.*, 2018). No caso dessa questão, além dos estudantes terem que saber calcular o potencial de célula desenvolvido em cada célula galvânica, eles teriam que conhecer o conceito de circuitos com associação em série, ou seja, fazer uma articulação com os conceitos de física.

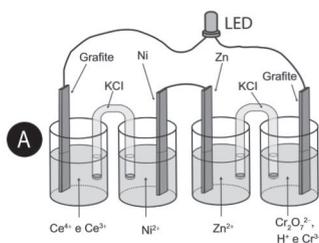
Segundo Santos *et al.* (2018, p.258) “diante destas e outras dificuldades sentidas por alunos, pela relevância desta ciência para a humanidade, é necessário buscar métodos alternativos para facilitar o ensino e a compreensão da Eletroquímica, relacionando os fenômenos químicos com

o cotidiano do aluno, associando a teoria com a prática de uma maneira contextualizada.”

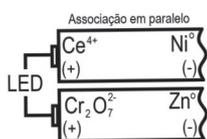
### Resolução detalhada de cada alternativa da questão do ENEM 2017

A resolução detalhada de cada alternativa permite visualizar o tipo de associação das células galvânicas e como o led está conectado nas células galvânicas associadas, bem como a escrita correta de cada semirreação e o cálculo do potencial de cada célula isolada e em associação.

A alternativa (A) apresenta uma associação de células galvânicas em paralelo. O eletrodo negativo é formado pelos pares redox  $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Ni}_{(\text{s})}$  e  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$  (ânodos) e o eletrodo positivo formado pelos pares redox  $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}/\text{Ce}^{3+}_{(\text{aq})}$  e  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}/\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$  (cátodos). A célula galvânica da esquerda é formada pela combinação do par redox  $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Ni}_{(\text{s})}$  com o par redox  $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}/\text{Ce}^{3+}_{(\text{aq})}$  e a célula galvânica da direita é formada pela combinação do par redox  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$  com o par redox  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}/\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$ . Em cada célula galvânica o fluxo de elétrons acontece do ânodo para o cátodo. O reconhecimento das espécies envolvidas em cada célula galvânica facilita a resolução detalhada da alternativa:



Esquema representando a célula eletroquímica ao lado:

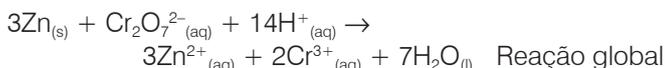
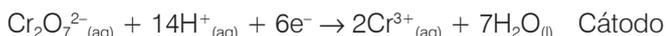


Semirreações que ocorrem na célula galvânica da esquerda:



$$E^{\circ}_{\text{célula galvânica esquerda}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ânodo}} = +1,61 - (-0,25) = +1,86 \text{ V}$$

Semirreações que ocorrem na célula galvânica da direita:



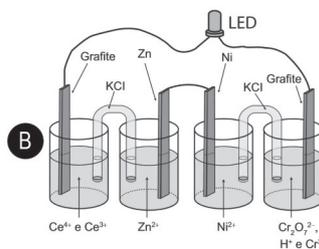
$$E^{\circ}_{\text{célula galvânica direita}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ânodo}} = +1,33 - (-0,76) = +2,09 \text{ V}$$

Considerando as resistências internas iguais nas duas células galvânicas, o potencial das células galvânicas em paralelo é dado por (Lopes *et al.*, 2003):

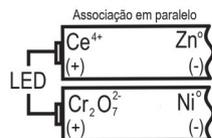
$$E^{\circ}_{\text{bateria}} = \frac{E^{\circ}_{\text{célula galvânica esquerda}} + E^{\circ}_{\text{célula galvânica direita}}}{2} = \frac{+1,86 + (+2,09)}{2} = +1,97 \text{ V} < +3,6 \text{ V}$$

Essa alternativa é considerada incorreta. Ressalta-se que os terminais do led foram conectados a dois cátodos (eletrodos positivos), o que, por si só, permitiria considerar a alternativa incorreta, pois é impossível acender um led com essa configuração. Porém, os autores apresentam os cálculos do potencial da célula eletroquímica, por considerar útil para fins didáticos.

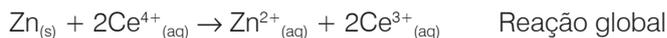
A alternativa (B) também apresenta uma associação de células galvânicas em paralelo. O eletrodo negativo é formado pelos pares redox  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$  e  $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Ni}_{(\text{s})}$  (ânodos) e o eletrodo positivo formado pelos pares redox  $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}/\text{Ce}^{3+}_{(\text{aq})}$  e  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}/\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$  (cátodos). Nessa alternativa a célula galvânica da esquerda é formada pela combinação do par redox  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$  com o par redox  $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}/\text{Ce}^{3+}_{(\text{aq})}$  e a célula galvânica da direita é formada pela combinação do par redox  $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Ni}_{(\text{s})}$  com o par redox  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}/\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$ . Em cada célula galvânica o fluxo de elétrons acontece do ânodo para o cátodo. Essas informações facilitam a resolução detalhada da alternativa:



Esquema representando a célula eletroquímica ao lado:

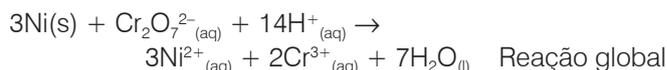
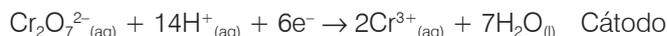


Semirreações que ocorrem na célula galvânica da esquerda:



$$E^{\circ}_{\text{célula galvânica esquerda}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ânodo}} = +1,61 - (-0,76) = +2,37 \text{ V}$$

Semirreações que ocorrem na célula galvânica da direita:



$$E^{\circ}_{\text{célula galvânica direita}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ânodo}} = +1,33 - (-0,25) = +1,58 \text{ V}$$

Considerando as resistências internas iguais nas duas

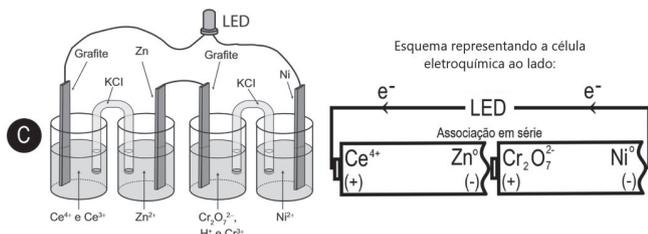
células galvânicas, o potencial das células galvânicas em paralelo é dado por (Lopes *et al.*, 2003):

$$E_{\text{bateria}}^{\circ} = \frac{E_{\text{célula galvânica esquerda}}^{\circ} + E_{\text{célula galvânica direita}}^{\circ}}{2}$$

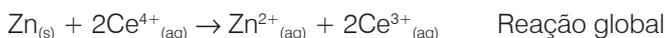
$$= \frac{+2,37 + (+1,58)}{2} = +1,97 \text{ V} < +3,6 \text{ V}$$

Essa alternativa é considerada **incorreta**. Ressalta-se que os terminais do *led* foram conectados a dois cátodos (eletrodos positivos), o que, por si só, permitiria considerar a alternativa incorreta, pois é impossível acender um *led* com essa configuração. Porém, os autores apresentam os cálculos do potencial da célula eletroquímica, por considerar útil para fins didáticos.

A alternativa (C) apresenta uma associação de células galvânicas em série. Nessa alternativa a célula galvânica da esquerda é formada pela combinação do par redox  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$  com o par redox  $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}/\text{Ce}^{3+}_{(\text{aq})}$  e a célula galvânica da direita é formada pela combinação do par redox  $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Ni}_{(\text{s})}$  com o par redox  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}/\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$ . Na célula galvânica da esquerda os elétrons fluem do ânodo, par redox  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$ , que apresenta um menor potencial elétrico, em direção ao cátodo, par redox  $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}/\text{Ce}^{3+}_{(\text{aq})}$ , que tem um potencial elétrico mais alto (mais positivo). Na célula eletroquímica da direita, os elétrons fluem do ânodo, par redox  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}_{(\text{s})}$ , que apresenta um menor potencial elétrico, para o cátodo, par redox  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ , que desenvolve um potencial elétrico mais alto. Interligando-se essas duas células galvânicas em série, ocorre um fluxo de elétrons pelo circuito externo, do ânodo, par redox  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}_{(\text{s})}$ , em direção ao cátodo, par redox  $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$ , cujo potencial da bateria permite acender o *led*. As informações observadas facilitam a resolução detalhada da alternativa:

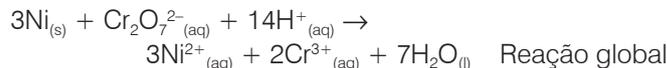
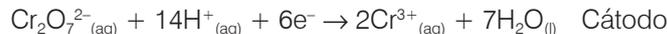


Semirreações que ocorrem na célula galvânica da esquerda:



$$E_{\text{célula galvânica esquerda}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ânodo}}^{\circ} = +1,61 - (-0,76) = +2,37 \text{ V}$$

Semirreações que ocorrem na célula galvânica da direita:



$$E_{\text{célula galvânica direita}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ânodo}}^{\circ} = +1,33 - (-0,25) = +1,58 \text{ V}$$

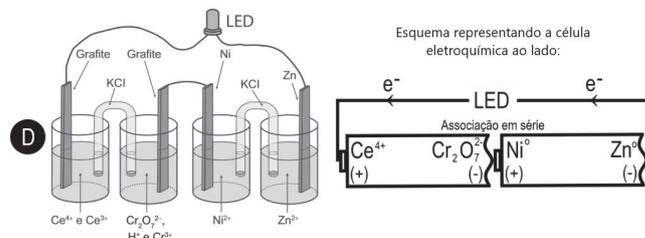
O potencial da célula galvânica associada em série é dado por:

$$E_{\text{bateria}}^{\circ} = E_{\text{célula galvânica esquerda}}^{\circ} + E_{\text{célula galvânica direita}}^{\circ}$$

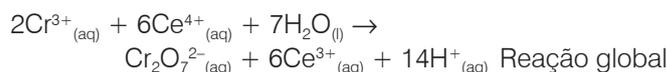
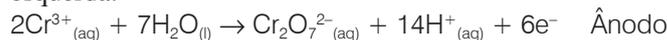
$$= +2,37 + (+1,58) = +3,95 \text{ V} > +3,6 \text{ V}$$

Essa alternativa é considerada **correta**.

A alternativa (D) apresenta uma associação de células galvânicas em série. O eletrodo negativo é formado pelos pares redox  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}/\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$  e  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$  (ânodos) e o eletrodo positivo formado pelos pares redox  $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}/\text{Ce}^{3+}_{(\text{aq})}$  e  $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Ni}_{(\text{s})}$  (cátodos). A célula galvânica da esquerda é formada pela combinação do par redox  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}/\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$  com o par redox  $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}/\text{Ce}^{3+}_{(\text{aq})}$  e a célula galvânica da direita é formada pela combinação do par redox  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$  com o par redox  $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Ni}_{(\text{s})}$ . A associação dessas duas células galvânicas em série, promove o fluxo de elétrons pelo circuito externo, do ânodo, par redox  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$ , em direção ao cátodo, par redox  $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$ . O reconhecimento das espécies envolvidas em cada célula galvânica facilita a resolução detalhada da alternativa (D):

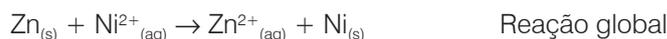


Semirreações que ocorrem na célula galvânica da esquerda:



$$E_{\text{célula galvânica esquerda}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ânodo}}^{\circ} = +1,61 - (-1,33) = +0,28 \text{ V}$$

Semirreações que ocorrem na célula galvânica da esquerda:



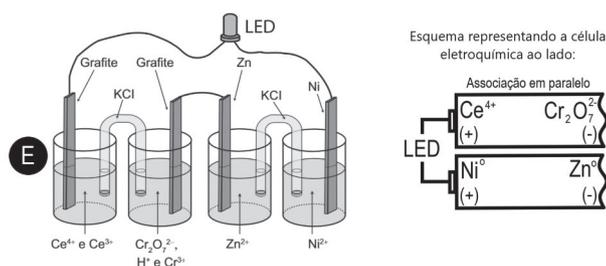
$$E^{\circ}_{\text{célula galvânica direita}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ânodo}} = -0,25 - (-0,76) = +0,51 \text{ V}$$

O potencial da célula galvânica associada em série é dado por:

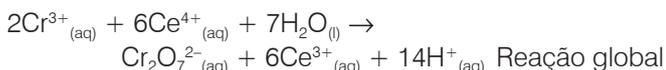
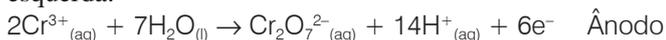
$$E^{\circ}_{\text{bateria}} = E^{\circ}_{\text{célula galvânica esquerda}} + E^{\circ}_{\text{célula galvânica direita}} = +0,28 + (+0,51) = +0,79 \text{ V} < +3,6 \text{ V}$$

Essa alternativa é considerada **incorreta**, porque o potencial de célula não é suficiente para acender o *led*.

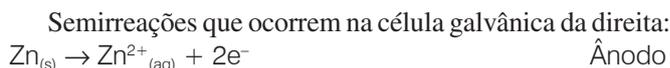
A alternativa (E) apresenta uma associação de células galvânicas em paralelo. O eletrodo negativo é formado pelos pares redox  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$  e  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}_{(s)}$  (ânodos) e o eletrodo positivo formado pelos pares redox  $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$  e  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}_{(s)}$  (cátodos). A célula galvânica da esquerda é formada pela combinação do par redox  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$  com o par redox  $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$  e a célula galvânica da direita é formada pela combinação do par redox  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}_{(s)}$  com o par redox  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}_{(s)}$ . Em cada célula galvânica o fluxo de elétrons acontece do ânodo para o cátodo. As informações facilitam a resolução detalhada da alternativa (E):



Semirreações que ocorrem na célula galvânica da esquerda:



$$E^{\circ}_{\text{célula galvânica esquerda}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ânodo}} = +1,61 - (+1,33) = +0,28 \text{ V}$$



$$E^{\circ}_{\text{célula galvânica direita}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ânodo}} = -0,25 - (-0,76) = +0,51 \text{ V}$$

Considerando as resistências internas iguais nas duas células galvânicas, o potencial da célula galvânica em paralelo é dado por (Lopes *et al.*, 2003):

$$E^{\circ}_{\text{bateria}} = \frac{E^{\circ}_{\text{célula galvânica esquerda}} + E^{\circ}_{\text{célula galvânica direita}}}{2} = \frac{+0,28 + (+0,51)}{2} = +0,395 \text{ V} < +3,6 \text{ V}$$

Essa alternativa é considerada **incorreta**. Ressalta-se que os terminais do *led* foram conectados a dois cátodos (eletrodos positivos), o que, por si só, permitiria considerar a alternativa incorreta, pois é impossível acender um *led* com essa configuração. Porém, os autores apresentam o cálculo do potencial de célula eletroquímica, por considerar útil para fins didáticos.

### Planejando os experimentos com pilhas comerciais e células galvânicas

Diante do baixo desempenho dos alunos quanto à resolução da questão do ENEM 2017 (Figura 1), são propostos dois *kits* experimentais de eletroquímica para o ensino de células galvânicas, utilizando-se materiais de fácil acesso e baixo custo (Figura 2), os quais podem ser facilmente reproduzidos por alunos ou professores dos Ensinos Médio ou Superior.

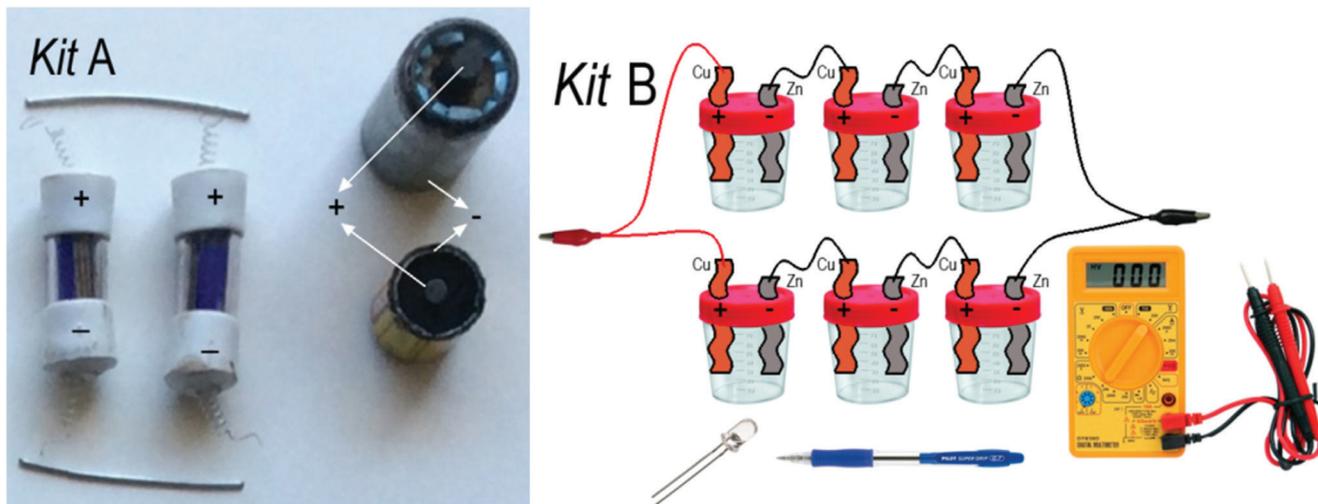


Figura 2: Esquema mostrando a configuração final dos kits A e B.

As pilhas comerciais mostradas na Figura 2, *kit A* (**Entendendo o funcionamento das pilhas comerciais**), são utilizadas para a associação em série ou em paralelo, visando fazer uma relação com os respectivos potenciais de célula e demonstrar que a única possibilidade para acender o *led* acontece somente com a associação em série. As células galvânicas alternativas, de Cu/Zn, apresentadas na Figura 2, *kit B* (**Células galvânicas confeccionadas com materiais de fácil acesso**), proporcionam verificações similares às obtidas utilizando-se as pilhas comerciais, porém a única possibilidade para acender o *led* acontece com dois conjuntos de três células galvânicas de Cu/Zn em série, associados em paralelo, como será demonstrado mais adiante.

É importante mencionar que ambos os *kits* não utilizam os mesmos reagentes da questão do ENEM, mas a sua utilização para acender o *led* permite envolver os conceitos e dar os subsídios necessários para a sua resolução. Os reagentes utilizados na questão do ENEM são caros, como os sais de cério, e, portanto, de difícil acesso pelas escolas, ou apresentam toxicidade, como o dicromato de potássio, o que torna inviável a sua utilização.

### Materiais necessários para a montagem do *kit A* – Entendendo o funcionamento das pilhas comerciais

1 multímetro; 2 molas de canetas (que não serão mais utilizadas); 2 pedaços de mangueira de silicone de ~5 cm de comprimento por ~1,5 cm de diâmetro; 2 pilhas AAA; 4 ponteiros de borracha empregadas em bastões de madeira que sustentam painéis de lona (que não serão mais utilizados); 1 pilha cortada ao meio, conforme indicado na Figura 3(a);

1 caneta inutilizada. Remova todas as partes dela e separe apenas o corpo plástico da caneta; 1 frasco de 250 g de maionese, com a tampa. Fure a tampa de modo a encaixar a ponta do corpo de plástico da caneta; 1 tubo de cola de silicone; 1 *led* azul.

Faça um pequeno furo na parte superior do corpo plástico da caneta e encaixe o *led* conforme a Figura 3(b). Coloque um pouco de cola de silicone e deixe curar por 24 horas. Encaixe o conjunto montado no pote de plástico, conforme mostrado na Figura 3(c). Use as 4 ponteiros de borracha (já furadas) e as 4 molas para fazer a montagem conforme a Figura 3(d). Encaixe uma das peças da Figura 3(d) na extremidade de um dos pedaços de mangueira. Faça isso com o outro pedaço de mangueira também. Encaixe a pilha dentro da mangueira. Feche a outra extremidade da mangueira com a outra ponteira de borracha, conforme mostrado na Figura 3(e).

### Materiais necessários para a montagem do *kit B* – Células galvânicas confeccionadas com materiais de fácil acesso

1 multímetro; 1 *led* azul [ver montagem na Figura 3(c)]; 6 frascos de plástico, do tipo coletor universal, com capacidade 80 mL e tampa de 14 mm (pode ser encontrado em farmácias); uma solução preparada a partir de 500 mL água de torneira e 1 colher (de sopa) de sal de cozinha; pedaços de cobre e zinco. O cobre pode ser obtido a partir de retalhos de fios elétricos e o zinco no interior de pilhas comuns esgotadas. Para obtenção da chapa de zinco remova o envoltório de proteção e as tampas de aço que fazem o contato elétrico com os polos positivo e negativo da pilha. Em seguida, remova o lacre de piche e o envoltório de papelão, para expor o

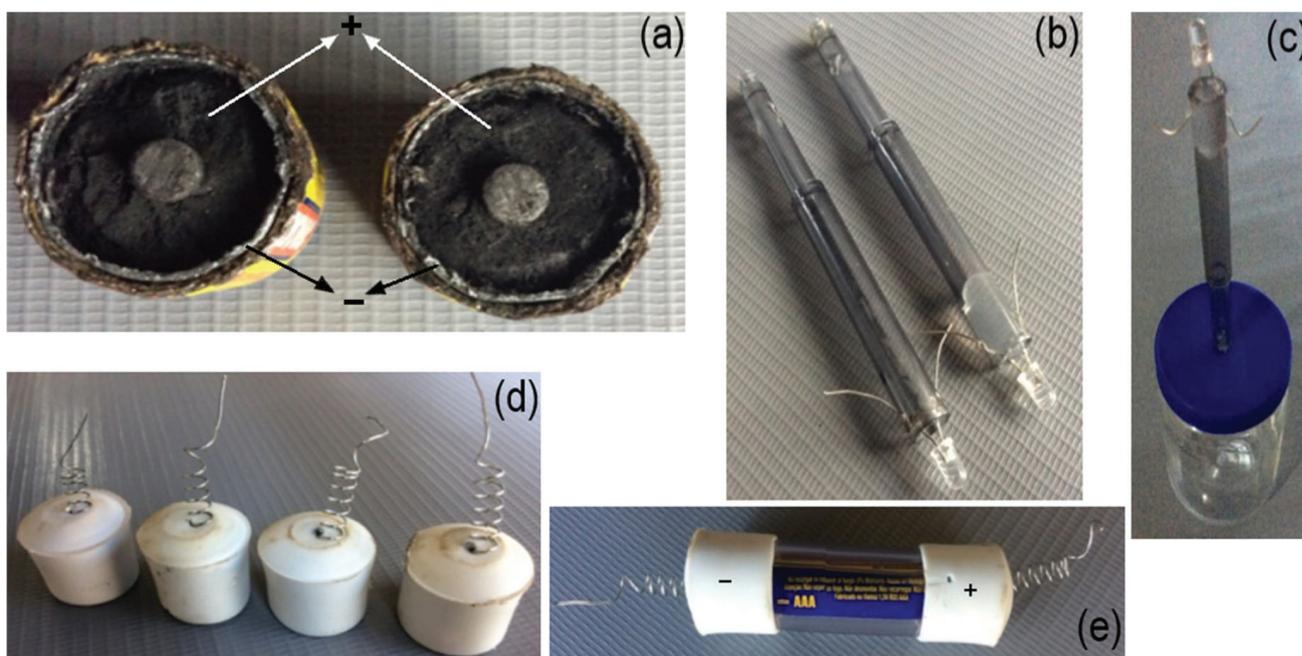


Figura 3: Fotografias dos materiais necessários para montagem do *kit A*. (a) Pilha cortada ao meio; (b) tubos plásticos de caneta com os *led* encaixados e colados; (c) aparato final para acender o *led*; (d) ponteiros de borracha empregadas em bastões de madeira que sustentam painéis de lona com molas de canetas encaixadas; (e) pedaço de mangueira contendo a pilha AAA e com as extremidades fechadas com as peças montadas em (d).

zínco, que se encontra na forma de um cilindro (veja Figura 2, *kit A*, pilha grande). Na extremidade aberta do cilindro de zinco observe as partes isolantes de proteção e o cátodo de carbono. O cilindro de zinco é preenchido com uma pasta de  $MnO_2$ , C,  $NH_4Cl$ ,  $ZnCl_2$  e  $H_2O$  (Marconato e Bidóia, 2003). Utilize luvas nitrílicas e uma pequena chave de fenda para remover a pasta e isolar o zinco metálico.

Nas tampas dos frascos de plástico faça dois cortes e encaixe um pedaço de metal em cada corte (cobre e zinco), conforme mostrado na Figura 2. Prepare 4 conjuntos de eletrodos contendo um pedaço de cobre e um de zinco, soldados na extremidade de um fio de cobre para o contato elétrico. Prepare também 1 conjunto de eletrodos contendo 2 pedaços de zinco e 1 conjunto de eletrodos contendo 2 pedaços de cobre, ambos soldados na extremidade de um fio de cobre para o contato elétrico.

### Descarte dos resíduos produzidos no experimento e recomendação de segurança

A maior parte dos materiais utilizados nos *kits A* ou *B* é oriunda de descarte. As duas pilhas AAA para funcionamento do *kit A* podem ser as mesmas que são utilizadas em controle remoto de televisão. Os alunos podem retirar do equipamento e, depois de utilizadas no experimento, podem colocar de volta, evitando a produção de lixo e o descarte no meio ambiente.

Dois metades de uma pilha cortada ao meio são suficientes para uma sala de aula e podem ser reutilizadas várias vezes por um longo período de tempo (anos), evitando a geração de resíduos. Após exaurir completamente, as duas metades da pilha podem ser descartadas num posto de coleta de pilhas descarregadas, assim como os resíduos da pilha utilizada para obtenção do zinco metálico. Marconato e Bidóia (2003) não recomendam a abertura de pilhas alcalinas para obtenção do zinco; nesse caso a composição é diferente e há risco de acidentes.

A solução salina utilizada no *kit B* não contém sais de íons metálicos dissolvidos, e por isso pode ser descartada normalmente, sem nenhum tratamento prévio.

### Explorando as possibilidades experimentais dos kits

#### Kit A – Entendendo o funcionamento das pilhas comerciais

##### *Medindo o potencial de célula a partir da secção transversal da pilha*

A visualização das partes internas que compõem uma pilha comercial facilita o processo sequencial de ensino-aprendizagem de células galvânicas. Escolha uma das metades da pilha, ligue o multímetro e coloque na escala de 20 V. Encaixe as extremidades metálicas dos cabos do multímetro em cada um dos polos da seguinte maneira: a extremidade metálica da ponta vermelha (polo positivo) na pasta preta ou então no tarugo central (grafite) e a da preta (polo negativo) na parte metálica da pilha (invólucro

de zinco), conforme indicado na Figura 4(a). O potencial de célula medido é de +1,48 V. Inverta a posição das extremidades metálicas dos cabos do multímetro; a medida do potencial de célula fornece o mesmo valor, com o sinal oposto. Isso quer dizer que, na primeira configuração, os polos positivo e negativo do multímetro estão conectados com o cátodo e ânodo da pilha, respectivamente, e na segunda configuração as polaridades do multímetro e da pilha estão invertidas (Teixeira Júnior, 2016). É possível explorar mais a pilha comercial, pedindo aos alunos que: a) identifiquem o cátodo e o ânodo da pilha, bem como o tipo de material a partir do qual é constituído cada um deles; b) pesquisem sobre a composição química da pasta escura e qual o seu papel no funcionamento da pilha; c) escrevam as semirreações anódica e catódica, e a reação global que ocorre na pilha comercial utilizada; d) expliquem quando uma pilha comum para de funcionar. Um excelente artigo que aborda todos esses aspectos está disponível na revista Química Nova na Escola (Bocchi *et al.*, 2000).

##### *Medindo o potencial de célula dos sistemas de pilhas em duas associações diferentes*

Use os 2 sistemas de pilhas já montados, associe-os de acordo com a fotografia da Figura 4(b). O polo positivo de uma pilha é conectado ao polo negativo de outra pilha (essa associação correspondente à associação em série). Ligue o multímetro e selecione a escala de 20 V. Encaixe as extremidades metálicas dos cabos do multímetro em cada um dos polos: a extremidade metálica da ponta vermelha no polo positivo e a da preta no polo negativo. O valor do potencial de célula medido é de +3,13 V, o qual é 2 vezes o valor de potencial de célula de uma única pilha. Segundo Silveira e Axt (2003), uma associação de pilhas em série é utilizada para se obter, entre os terminais da associação, um potencial de célula que seja maior do que o potencial de célula entre os terminais de apenas uma pilha.

Use os mesmos 2 sistemas de pilhas, associe-os de acordo com a Figura 4(c). O polo positivo de uma pilha é conectado ao polo positivo de outra pilha; o mesmo é feito com o polo negativo. Ligue o multímetro e selecione a escala de 20 V. Encaixe as extremidades metálicas dos cabos do multímetro em cada um dos polos da seguinte maneira: a extremidade metálica da ponta vermelha no polo positivo e a da preta no polo negativo. O valor do potencial de célula não é alterado em relação à medida do potencial de célula de uma única pilha, mantendo-se em +1,57 V. Uma associação de duas pilhas em paralelo é utilizada para se obter uma intensidade de corrente elétrica maior do que a intensidade da corrente elétrica possível em uma única pilha, sendo a corrente total igual à soma das intensidades da corrente elétrica em cada uma das pilhas (Silveira e Axt, 2003).

O potencial de célula medido na Figura 4(b) é praticamente o dobro daquele medido na Figura 4(c), mas não é o dobro daquele medido na Figura 4(a). A pequena diferença do potencial de célula está relacionada com o tempo de uso

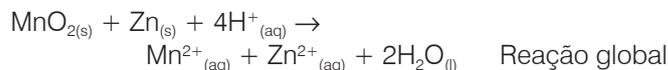
da pilha seccionada da Figure 4(a), enquanto as pilhas da Figure 4(c) são novas. À medida que as pilhas são utilizadas, o potencial de célula diminui gradualmente (Lopes *et al.*, 2003).

O funcionamento de aparelhos eletrônicos depende da corrente e do potencial de célula fornecido pela pilha, sendo um ou outro o fator crucial para garantir o funcionamento de cada equipamento (Hioka *et al.*, 2000). A maioria dos equipamentos elétricos ou eletrônicos que demandam diversas pilhas (= bateria) como fonte de alimentação, utiliza da associação em série. Esse tipo de associação pode fornecer maior intensidade de corrente utilizando-se pilhas com resistência interna menor. Pilhas pequenas possuem maior resistência interna do que as pilhas grandes (ambas novas). A natureza da composição química também influencia no desempenho da pilha; uma pilha alcalina tem resistência interna menor do que uma pilha comum (de mesmo tamanho) (Silveira e Axt, 2003).

#### Montando o sistema para acender o led

Utilize ambos os sistemas de pilhas (= bateria), associados em série e em paralelo, para acender o *led*, conforme mostrado nas Figuras 4(d) e 4(e), respectivamente. Verifique que é possível acender o *led* com a associação em série, visto que é necessário um potencial de célula de +3 V para acendê-lo; a associação em paralelo fornece um potencial de célula de +1,57 V, que não é suficiente para acender o *led*, Figura 4(e).

A representação das possíveis semirreações que acontecem nas pilhas comerciais corrobora o entendimento da questão 121 do ENEM 2017:



$$E^{\circ}_{\text{pilha}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ânodo}} = +1,23 - (-0,76) = +1,99 \text{ V}$$

Considerando-se duas pilhas comerciais associadas em série:

$$E^{\circ}_{\text{bateria}} = E^{\circ}_{1^{\text{a}} \text{ pilha}} + E^{\circ}_{2^{\text{a}} \text{ pilha}} = +1,99 + (+1,99) = +3,98 \text{ V}$$

Considerando-se uma associação em série, a soma dos potenciais padrão é de +3,98 V, valor maior do que aqueles da Figura 4 [+3,13 V: Figura 4(b) e +3,01 V: Figura 4(d)]. A diferença está relacionada com a resistência interna das pilhas comerciais, que pode resultar numa diminuição dos valores de potencial de célula (Silveira e Axt, 2003).

Considerando-se a associação em série na ausência e na presença do *led* [Figuras 4(b) e 4(d)], e a associação em paralelo na ausência e na presença do *led* [Figuras 4(c) e 4(e)], percebe-se que os valores de potencial de célula praticamente não são alterados.

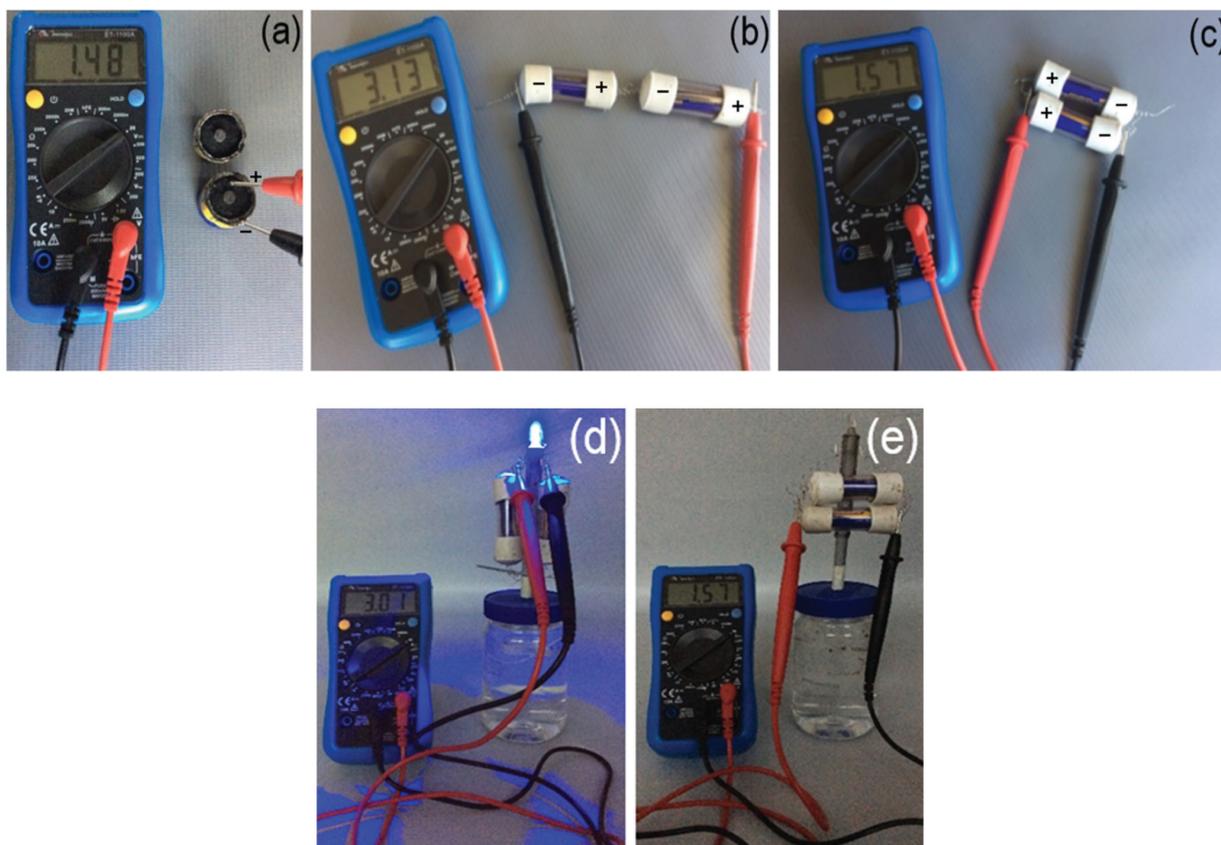


Figura 4: *kit A* em funcionamento. (a) Medida do potencial de uma pilha comercial usada; (b) medida do potencial de duas pilhas comerciais associadas em série; (c) medida do potencial de duas pilhas comerciais associadas em paralelo; (d) aparato com o *led* aceso, usando as pilhas associadas em série; e (e) aparato com o *led* apagado, usando as pilhas associadas em paralelo.

## Kit B – Células galvânicas confeccionadas com materiais de fácil acesso

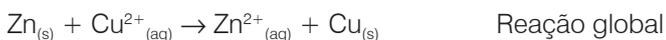
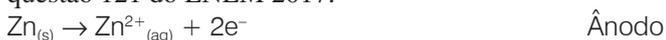
### Medindo o potencial de células galvânicas

Encaixe as tampas de plástico nos frascos conforme indicado na Figura 5(a). Ligue o multímetro e selecione a escala de 20 V. Conecte as extremidades metálicas dos cabos do multímetro em cada um dos polos da seguinte maneira: a extremidade metálica da ponta vermelha nos terminais do cobre e a extremidade metálica da ponta preta nos terminais do zinco, conforme indicado na Figura 5(a). O valor do potencial de célula medido é de +2,44 V. A combinação da associação em série com a associação em paralelo pode ser melhor visualizada na Figura 2 (*kit B*), onde dois conjuntos de três células galvânicas em série são associados em paralelo. É recomendado que os estudantes façam medições com outras associações para verificar o potencial de célula desenvolvido pelo sistema eletroquímico.

### Acendendo um led utilizando células galvânicas

Utilize a combinação de células galvânicas montada de acordo com a associação cujo potencial de célula é de +2,44 V [Figure 5(a)] para acender o *led* azul, conforme mostrado na Figura 5(b).

As possíveis semirreações que acontecem em cada célula eletroquímica favorecem a compreensão e resolução da questão 121 do ENEM 2017:



$$E^{\circ}_{\text{célula galvânica}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ânodo}} = +0,34 - (-0,76) = +1,10 \text{ V}$$

O potencial de célula padrão de três células galvânicas associadas em série mostra a possibilidade para acender o *led*. Na prática, além da associação em série para aumentar em três vezes o potencial de célula, é necessário a associação

em paralelo de dois conjuntos para duplicar a corrente e acender o *led*, Figura 5(b). O valor esperado do potencial de célula da Figura 5(b) é dado a seguir.

$$E^{\circ}_{1^{\text{a}} \text{ bateria em série}} = E^{\circ}_{1^{\text{a}} \text{ célula galvânica}} + E^{\circ}_{2^{\text{a}} \text{ célula galvânica}} + E^{\circ}_{3^{\text{a}} \text{ célula galvânica}} = (+1,10) + (+1,10) + (+1,10) = +3,30$$

$$E^{\circ}_{2^{\text{a}} \text{ bateria em série}} = E^{\circ}_{1^{\text{a}} \text{ célula galvânica}} + E^{\circ}_{2^{\text{a}} \text{ célula galvânica}} + E^{\circ}_{3^{\text{a}} \text{ célula galvânica}} = (+1,10) + (+1,10) + (+1,10) = +3,30$$

$$E^{\circ}_{1^{\text{a}} \text{ bateria} + 2^{\text{a}} \text{ bateria em paralelo}} = (E^{\circ}_{1^{\text{a}} \text{ bateria em série}} + E^{\circ}_{2^{\text{a}} \text{ bateria em série}})/2 = [(+3,30) + (+3,30)]/2 = +3,30$$

No entanto, o valor de potencial de célula medido experimentalmente é menor do que o calculado. Isso pode ser explicado devido ao fato das condições experimentais empregadas não corresponderem às condições padrão (1 bar, 1 mol dm<sup>-3</sup> e temperatura especificada).

A equação de Nernst indica que a diferença de potencial depende da natureza do metal utilizado, da concentração de seus íons em solução e da temperatura (Marconato e Bidóia, 2003). Para a célula galvânica zinco/cobre, cuja reação global está escrita após a Figura 5, a equação de Nernst é expressa como  $E = E^{\circ} + 0,0592/2 \log [\text{Cu}^{2+}]/[\text{Zn}^{2+}]$  a 298 K (25 °C), sendo as concentrações de íons cobre e zinco extremamente baixas (não é possível saber os seus valores exatos). Isso implica que a temperatura e a concentração dos íons influenciam no valor do potencial de célula, provocando um desvio do valor do potencial padrão de +1,10 V.

Mantendo-se constante a temperatura padrão, o potencial de célula será menor do que o valor de potencial padrão se a concentração de Zn<sup>2+</sup> for maior que a de Cu<sup>2+</sup>. Inversamente, caso a concentração de Cu<sup>2+</sup> seja maior do que a de Zn<sup>2+</sup>, será observado um potencial de célula mais alto (HyperPhysics, 2018).

Mantendo-se as concentrações de Zn<sup>2+</sup> e de Cu<sup>2+</sup> constantes (p. ex.: 1,0x10<sup>-5</sup> mol L<sup>-1</sup> e 0,1 mol L<sup>-1</sup>, respectivamente), verifica-se que o potencial de célula aumenta linearmente com o aumento da temperatura. Isso implica que um

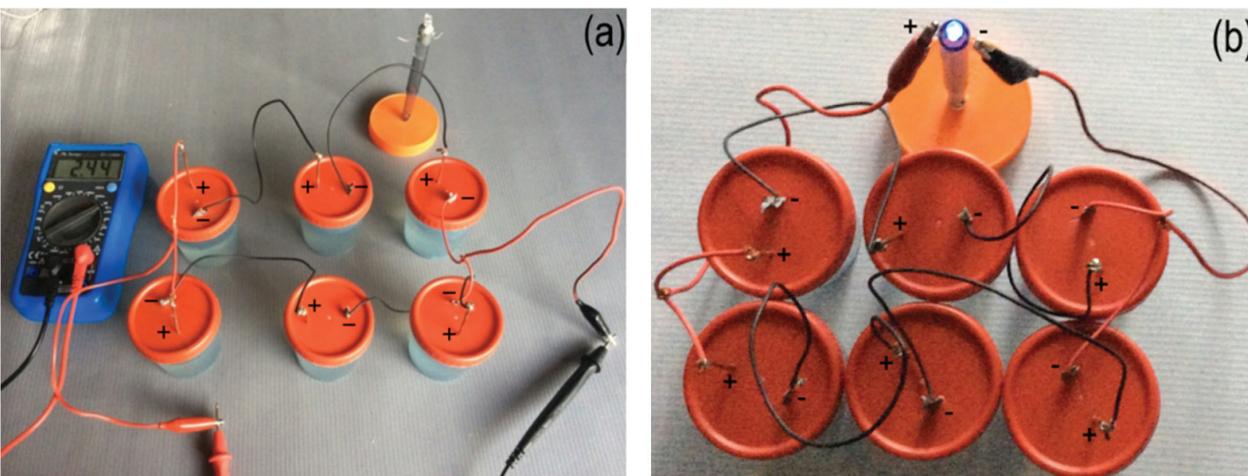


Figura 5: *kit B* em funcionamento. (a) Medida do potencial de 2 conjuntos de 3 células galvânicas de Cu/Zn em série e associados em paralelo; (b) associação em série e paralelo usado para acender o *led*.

dispositivo eletroquímico sob menor temperatura desenvolve um menor potencial (HyperPhysics, 2018).

Na prática, também existem outros fatores que fazem com que o potencial de célula medido seja menor do que o esperado. Qualquer coisa que cause alguma resistência interna na célula ou no circuito elétrico poderá reduzir o potencial de célula medido. Os eletrodos devem estar limpos, com uma nova superfície de metal que não tenha camada de óxido; a camada de óxido interfere na reação e reduz o potencial de célula. Quando presente, a ponte salina pode causar resistência ao fluxo de íons e, assim, diminuir o potencial de célula. As conexões elétricas também podem resultar num menor potencial de célula (Quora, 2018).

A despeito dos fatores mencionados, os valores positivos de potencial de célula medidos experimentalmente são úteis para mostrar que uma reação redox acontece espontaneamente.

## Considerações finais

Considera-se os *kits* experimentais de eletroquímica úteis para explicação dos conceitos de eletroquímica (células galvânicas) necessários à resolução da questão do ENEM 2017, especialmente porque elucidam sobre pilhas comerciais e células galvânicas de Cu/Zn confeccionadas com materiais de fácil acesso, com ênfase nas associações em série e em paralelo, comprovadas pelas medições dos valores de potencial de célula desenvolvidos e necessários para acender um *led* azul. Esses conhecimentos são indispensáveis para a resolução da questão.

Considera-se os *kits* experimentais de eletroquímica ferramentas facilitadoras do processo de ensino-aprendizagem de conceitos relacionados com células galvânicas, necessários à resolução da questão do ENEM 2017, possibilitando a elucidação do funcionamento de pilhas comerciais e a comparação com células galvânicas de Cu/Zn confeccionadas com materiais de fácil acesso.

As medidas do potencial de célula são importantes na compreensão da origem dos potenciais e correntes decorrentes das associações em série e/ou em paralelo, e para visualizar a capacidade dos dispositivos eletroquímicos utilizados para acender um *led* azul.

As associações de pilhas comerciais ou células galvânicas

Considera-se os *kits* experimentais de eletroquímica ferramentas facilitadoras do processo de ensino-aprendizagem de conceitos relacionados com células galvânicas, necessários à resolução da questão do ENEM 2017, possibilitando a elucidação do funcionamento de pilhas comerciais e a comparação com células galvânicas de Cu/Zn confeccionadas com materiais de fácil acesso.

resultam nas baterias. Na associação em série observa-se a soma dos potenciais de cada célula e a corrente mantém-se inalterada. Já na associação em paralelo o potencial de célula mantém-se inalterado e a corrente corresponde à soma da corrente de cada célula galvânica.

A associação em série de pilhas comerciais (*kit A*) fornece um potencial necessário para acender o *led*. No caso das células galvânicas propostas (*kit B*), é necessário um circuito composto pelos dois tipos de associações, a fim de produzir os valores de potencial e de corrente necessários para acender o *led* azul.

## Agradecimentos

Os autores agradecem ao servidor técnico-administrativo Márcio Aparecido Siena, do Departamento de Tecnologia da Informação (DTI) da Universidade Federal do Triângulo Mineiro, pela ajuda prestada para acesso aos microdados do ENEM no site do INEP. O presente trabalho foi realizado com apoio da Coordenação de Aperfeiçoamento de Pessoal de Nível Superior - Brasil (CAPES) - Código de Financiamento 001 (Portaria nº 206 da CAPES, de 04/09/2018). À Rede Mineira de Química (RQ-MG)/FAPEMIG (Processos REDE-113/10; CEX-RED-00010-14).

**Bruno Pereira Diniz** (brunopereiradiniz@yahoo.com.br), licenciado em Química pela UNIUBE, bacharel e licenciado em Ciências Biológicas pelo UNICERP, possui pós-graduação lato sensu em Biologia Molecular WPOS, pós-graduação lato sensu em Gestão e Organização da Escola, Mestre em Química pelo Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI) da Universidade Federal do Triângulo Mineiro (UFTM). É docente no Colégio Atenas, Colégio Municipal Professor Olímpio dos Santos-Patrocínio-MG e Centro Universitário do Cerrado-Patrocínio-MG (UNICERP). Patrocínio, MG – BR. **Alice Sousa Alves** (alicealvesofficial@gmail.com), estudante do curso de Licenciatura em Química da Universidade Federal do Triângulo Mineiro (UFTM). Uberaba, MG – BR. **Leandro Cruvinel Lemes** (leandro.lemes@uftm.edu.br), bacharel em Matemática pela Universidade Federal de Uberlândia – UFU, tecnólogo em Sistemas para Internet pelas Faculdades Associadas de Uberaba - FAZU, mestre em Matemática pela UFU e doutor em Matemática pela Universidade Estadual de Campinas – UNICAMP. É docente nos Cursos de engenharias da Universidade Federal do Triângulo Mineiro (UFTM). Uberaba, MG – BR. **Luís Antônio da Silva** (luis.silva@uftm.edu.br), licenciado em Química pela Universidade Federal de Uberlândia - UFU, mestre em Ciências pela USP e doutor em Ciências pela USP. É docente (professor titular) do Curso de Licenciatura em Química da Universidade Federal do Triângulo Mineiro (UFTM). Uberaba, MG – BR. **Valéria Almeida Alves** (valeria.alves@uftm.edu.br), bacharel em Química pela Universidade de São Paulo - USP, mestre em Ciências pela USP e doutora em Ciências pela USP. É docente (professora titular) do Curso de Licenciatura em Química da Universidade Federal do Triângulo Mineiro (UFTM). Uberaba, MG – BR.

## Referências

BLOG DO ENEM. As questões mais difíceis do Enem 2017. Veja só que pedreira! 2017. Disponível em <https://blogdoenem.com.br/questoes-mais-dificeis-do-enem-2017/>, acessada em jul. 2018.

BOCCHI, N.; FERRACIN, L. C. e BIAGGIO, S. R. Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental. *Química Nova na Escola*, n. 11, p. 3-9, 2000.

COHEN, E. R., CVITAŠ, T., FREY, J. G., HOLMSTRÖM, B., KUCHITSU, K., MARQUARDT, R., MILLS, I., PAVESE, F.,

QUACK, M., STOHNER, J., STRAUSS, H. L., TAKAMI M. e THOR, A. J. *Grandezas, unidades e símbolos em físicoquímica*. Trad. R. C. Rocha-Filho e R. Fausto. 1ª ed. São Paulo: EditSBQ, 2018.

DOYMUS, K.; KARACOP, A. and SIMSEK, U. Effects of *Jigsaw* and Animation Techniques on Students' Understanding of Concepts and Subjects in Electrochemistry. *Educational Tech. Research Dev.*, v. 58, p. 671-691, 2010.

HIOKA, N.; SANTIN FILHO, O.; MENEZES, A. J.; YONEHARA, F. S.; BERGAMASKI, K. e PEREIRA, R. V. Pilhas de Cu/Mg construídas com materiais de fácil obtenção. *Química Nova na Escola*, n. 11, p. 40-44, 2000.

HYPERPHYSICS. The Nernst Equation. 2017. Disponível em <http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbase/Chemical/electrode.html>, acessada em dez. 2018.

LOPES, D. P. M.; CHINAGLIA, D. L. e PIMENTEL, J. R. Associação de pilhas novas e usadas em paralelo: uma análise qualitativa para o ensino médio. *Caderno Brasileiro de Ensino de Física*, n. 1, p. 117-122, 2003.

MARCONATO J. C. e BIDÓIA, E. D. Potencial de eletrodo: uma medida arbitrária e relativa. *Química Nova na Escola*, n. 17, p. 46-49, 2003.

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO. Instituto Nacional Anísio Teixeira - INEP. Exame Nacional do Ensino Médio. Prova de Ciências da Natureza e suas Tecnologias. Prova de Matemática e suas Tecnologias. 2017. Disponível em [http://download.inep.gov.br/educacao\\_basica/enem/provas/2017/cad\\_7\\_prova\\_azul\\_12112017.pdf](http://download.inep.gov.br/educacao_basica/enem/provas/2017/cad_7_prova_azul_12112017.pdf), acessada em jul. 2018.

inep.gov.br/educacao\_basica/enem/provas/2017/cad\_7\_prova\_azul\_12112017.pdf, acessada em jul. 2018.

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO. Instituto Nacional Anísio Teixeira - INEP. Enem. 2017. Disponível em <http://portal.inep.gov.br/web/guest/microdados>, acessada em jul. 2018.

QUORA. Why is the measured cell potential different from the theoretical potential? 2016. Disponível em <https://www.quora.com/Why-is-the-measured-cell-potential-different-from-the-theoretical-potential>, acessada em dez. 2018.

SANTOS, T. N. P.; BATISTA, C. H.; OLIVEIRA, A. P. C. e CRUZ, MARIA C. P. Aprendizagem ativo-colaborativointerativa: inter-relações e experimentação investigativa no ensino de eletroquímica. *Química Nova na Escola*, n. 4, p. 258-266, 2018.

SILVEIRA, F. L. da e AXT, R. Associação de pilhas em paralelo: onde e quando a usamos? *Caderno Brasileiro de Ensino de Física*, n. 3, p. 391-399, 2003.

TEIXEIRA JÚNIOR, W. J. Aproximação do método *jigsaw* de aprendizagem cooperativa para o ensino de eletroquímica no ensino médio. 2016. 185f. Dissertação (Mestrado em Ensino de Química) – Instituto de Química, Universidade Federal do Rio de Janeiro, Rio de Janeiro, 2016.

VEJA. ENEM 2017: Professores elege as questões mais difíceis do 2º dia. 2017. Disponível em <https://veja.abril.com.br/educacao/enem-2017-professores-elegem-as-questoes-mais-dificeis-do-2o-dia/>, acessada em jul. 2018.

**Abstract:** *Experimentation in the teaching of galvanic cells for high school.* Electrochemistry is a difficult subject for most students and teachers in high school. This article presents two experimental *kits* with commercial and alternative batteries, which can be reproduced by Basic Education teachers along with their students. The material used to assemble the *kits* is affordable and inexpensive. This edition was developed focusing on a question of electrochemistry of the National High School Examination (ENEM) held in 2017. The question involved the use of a battery to light a blue *led* (light emitting diode) lamp. From microdata analysis, available in the portal of the Instituto Nacional Anísio Teixeira (INEP), it was obtained that only 18.96% of the students marked the correct alternative.

**Keywords:** ENEM, electrochemistry, experimentation