



## Galvanização: uma proposta para o ensino de eletroquímica

Letícia V. Andrade e Cinthia G. Zimmer

A galvanização é um processo industrial que envolve o revestimento de ligas ferrosas com zinco, como forma de aumentar a resistência à corrosão de dispositivos metálicos. Este artigo propõe aplicar, no ensino de química, esta técnica por meio de eletrólise, a qual permite ensinar conceitos fundamentais sobre eletroquímica. Assim, o aluno consegue estabelecer relações mais próximas entre o conhecimento científico e o mundo material, além de despertar o interesse pela ciência e tecnologia.

► eletroquímica, eletrólise, galvanização ◀

Recebido em 28/04/2020, aceito em 08/10/2020

1

A eletroquímica se caracteriza pela natureza universal e multidisciplinar, desempenhando um papel importante no desenvolvimento da ciência, com reflexos no crescimento econômico e melhoramento da qualidade de vida. Mesmo assim, o Brasil ainda está distante dos mais variados processos de produção industrial nos quais se possa utilizá-la, e para uma interação mais efetiva com a indústria, o conhecimento sobre esse assunto se faz necessário (Zanoni *et al.*, 2017). Esse tópico é, muitas vezes, considerado de difícil compreensão pelos alunos devido à dificuldade de estabelecer relações significativas entre os conceitos teóricos envolvidos nesse tema (Lima e Marcondes, 2005; Santos *et al.*, 2018).

Diante dessa realidade, em que geralmente existe defasagem na assimilação do conteúdo, torna-se essencial a prática experimental para maior efetividade do ensino (Chassot, 2014). A experimentação desperta forte interesse nos alunos, os quais atribuem à aula prática um caráter motivador, lúdico, essencialmente vinculado aos sentidos (Giordan, 1999). Aliado, ainda, à possibilidade de estimular os alunos a relacionar o que pode ser observado no mundo material com os conceitos ensinados (Silva *et al.*, 2016).

A experimentação desperta forte interesse nos alunos, os quais atribuem à aula prática um caráter motivador, lúdico, essencialmente vinculado aos sentidos (Giordan, 1999).

Cabe ressaltar que o professor necessita construir, de maneira intencional, um modelo pedagógico relacional que aproxima o mundo material (contexto) e o conhecimento científico (conceito). Em outros termos, criar relações entre os eixos pedagógicos e epistemológicos, que determinam abordagens com ênfase no conteúdo ministrado em sala de aula e a prática que será realizada (Silva e Wartha, 2018).

Essas práticas também contribuem para que as aulas envolvendo o ensino de Ciências sejam menos centradas no professor, pois o dinamismo da aula experimental favorece a evolução da aprendizagem de conceitos científicos abstratos, além dos estudantes atuarem na construção de seu próprio conhecimento. Além do mais, a visualização de algo concreto, por meio de experimentos, atribui significado às imagens mentais até então abstratas para os alunos (Barreto *et al.*, 2017).

O estudo inicial de eletroquímica pode ser feito pela utilização de dois temas, sobre os quais a ampla maioria dos alunos já ouviu falar: pilhas e eletrólise. Evidenciou-se no presente estudo que os experimentos que envolvem pilha são mais difundidos, havendo poucas sugestões para experimentação envolvendo eletrólise, a qual também tem grande importância industrial. Ademais, empresas do ramo

metalmecânico buscam profissionais que apresentam conhecimentos prévios de galvanização, tornando-se pertinente a implementação desse assunto nas disciplinas curriculares (Monasa, 2015).

Sendo assim, a partir da reprodução, em nível laboratorial, do processo industrial de eletro galvanização – também conhecida por galvanização a frio – propõe-se ensinar a técnica de produção de um revestimento de zinco que é protetor contra a corrosão. Salienta-se que os processos industriais podem conter parâmetros específicos quanto à utilização de diferentes tipos de eletrodos, pH, corrente, temperatura, agitação e utilização de aditivos no banho eletrolítico. No entanto, a proposta deste artigo é demonstrar de forma simplificada esse processo, contextualizando-o com conceitos fundamentais de eletroquímica. Sugere-se uma discussão paralela com os alunos acerca dos diferentes parâmetros, esclarecendo sua influência no produto final.

O desenvolvimento dessa prática proporciona uma fácil assimilação de conceitos sobre: propriedades dos metais, reações de oxirredução, corrosão, reações não espontâneas e eletrólise.

## 1. Fundamentação Teórica

2

A eletroquímica estuda a relação entre reações químicas e eletricidade. Certas reações são capazes de realizar trabalho<sup>1</sup> a partir da oxirredução, gerando eletricidade. Esse é o caso das pilhas. De outra forma, quando as reações só ocorrem ao receber trabalho elétrico, o processo é conhecido como eletrólise (Brett, 2017). A Figura 1 mostra, de forma resumida, a dinâmica dessas reações, as quais ocorrem a partir da transferência de elétrons, sendo capazes de transformar energia química em energia elétrica e vice-versa (Atkins e Jones, 2006).

Essa transferência de cargas pode ser catódica, na qual a espécie é reduzida pelo ganho de elétrons; ou anódica, na qual a espécie é oxidada, perdendo elétrons. Um processo eletroquímico só pode ocorrer em uma célula que apresente ambas as reações, catódica e anódica, simultaneamente (Gentil, 2014).

A eletrólise é um processo não espontâneo no qual é necessário aplicar energia ao sistema para que ocorram as

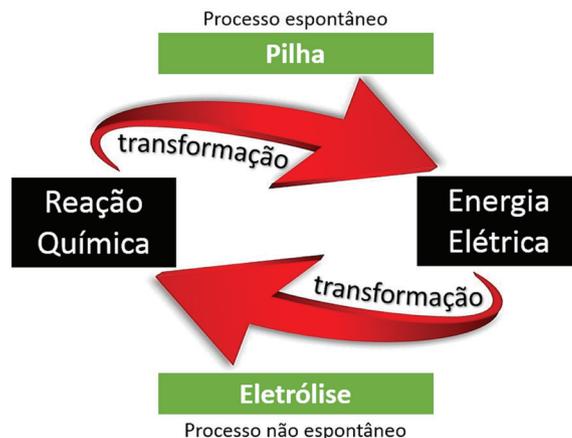


Figura 1: Representação esquemática das transformações que ocorrem e processos eletroquímicos.

reações. Esse processo pode dar-se de duas formas: ígnea ou em um solvente. A eletrólise ígnea é realizada com o eletrólito fundido e, portanto, na ausência de solvente (água, por exemplo). Quando se utiliza um solvente (exemplo: meio aquoso), o sal composto pelo cátion de interesse é dissolvido na solução. Nesse caso, pode-se utilizar eletrodos ativos – que participam da reação – ou inertes (platina ou grafite) – que não participam da reação como reagentes, ou seja, não são oxidados nem são reduzidos durante a eletrólise, atuando principalmente na condução dos elétrons (Fonseca, 2017).

A eletrólise, quando objetiva o revestimento metálico de uma peça, também pode ser chamada de eletrodeposição. Ela proporciona propriedades superiores ao substrato pela formação de uma fina camada metálica. Além do zinco, podem ser produzidos revestimentos de níquel, cromo, estanho, cobre, ouro ou prata (Gentil, 2014). Sua aplicabilidade abrange vários ramos, principalmente o da indústria automobilística, de bijuterias, de utensílios domésticos e construção civil.

A eletrodeposição de zinco no aço, conforme ilustrado na Figura 2, é utilizada como revestimento protetor contra corrosão em ligas ferrosas. O mecanismo de proteção ocorre de duas maneiras: uma barreira que impede o contato do oxigênio e umidade com o ferro, como também pela oxidação preferencial do zinco, o qual apresenta a maior reatividade do par metálico, perdendo elétrons em lugar do ferro. A liga Fe-C é catodicamente protegida pela corrosão anódica

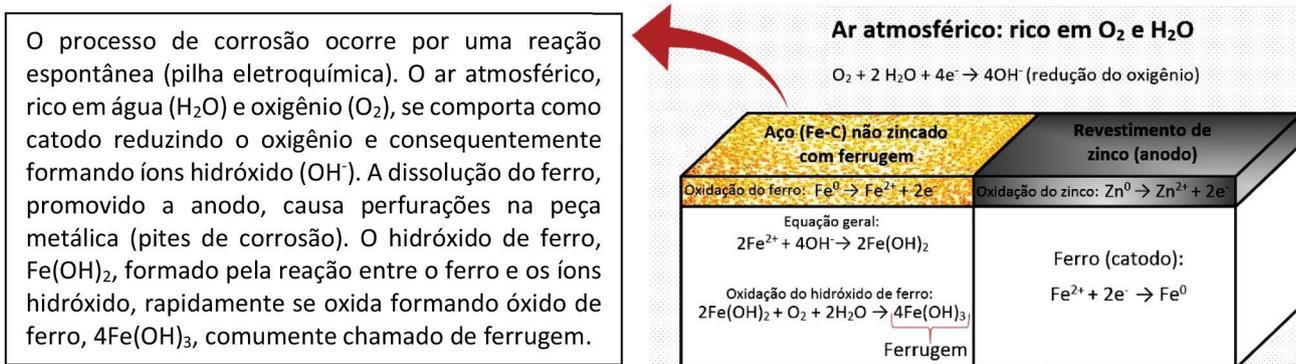
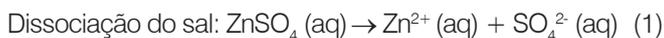


Figura 2: Representação esquemática de reações químicas e eletroquímicas que ocorrem em uma peça metálica, tendo uma região revestida com zinco e outra região sem proteção exibindo produtos de corrosão (ferrugem).

do revestimento de zinco, também chamado de anodo de sacrifício (Gentil, 2014).

## 2. Reações decorrentes do processo de galvanização

No caso de se utilizar no anodo um eletrodo ativo de zinco e no banho eletrolítico o sulfato de zinco, deve-se levar em conta a descarga seletiva de cátions e ânions que ocorre em meio aquoso (Fonseca, 2017). Além dos íons formados na hidrólise do sal dissolvido na solução eletrolítica (Equação 1), há os íons fornecidos pela oxidação do anodo ( $Zn^{2+}$ ), e ainda existem os íons provenientes da autoionização da água ( $H^+$  e  $OH^-$ ), que apesar de ocorrer em uma escala muito pequena, possibilita duas alternativas de cátions para se descarregarem no catodo e duas alternativas de ânions para se descarregarem no anodo.



Íons menos reativos se descarregam primeiro; assim, o íon  $Zn^{2+}(aq)$  é reduzido para  $Zn^0(s)$  durante o processo de eletrodeposição. No entanto, reações paralelas podem ocorrer durante a galvanização (Yu *et al.*, 2013; Rodine, 2020). Dependendo do metal do anodo ou do meio ser neutro, básico ou ácido, pode-se ter geração de gás hidrogênio ou oxigênio (Martins, 2009).

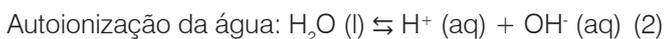
No caso de uma baixa concentração hidrogeniônica, por exemplo, pode ocorrer a oxidação da água no anodo para produzir oxigênio, que adsorve sobre o anodo e se desprende na forma de bolhas de gás; e a redução da água no catodo para produzir hidrogênio, que também adsorve sobre o catodo e se desprende na forma de bolhas de gás.

A codeposição de hidrogênio pode resultar em fragilidade da camada depositada e, por migração e difusão no substrato, resulta no que se conhece como “fragilização por hidrogênio” (Schwartz, 1994). Para minimizar esses fatores são utilizados aditivos que, para este caso didático, não serão considerados.

### 2.1. Autoionização da água

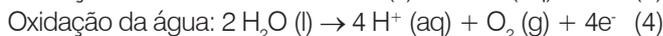
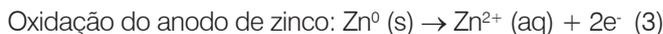
A autoionização, também chamada de autoprotólise (Equação 2), ocorre devido à transferência incessante de prótons entre moléculas de água, umas agindo como doadoras de prótons e outras como receptoras de prótons. A reação é muito rápida em ambas as direções, e o equilíbrio está sempre presente na água (Atkins e Jones, 2006).

A contribuição da autoionização é um pouco difícil de visualizar, pois dentro de uma amostra de água somente uma pequena fração das moléculas se encontram na forma ionizada. Quando o pH da água é 7 e a temperatura está em 25 °C, tem-se  $10^{-7}$  mols de íons hidrônio ( $H^+$ ) e a mesma quantidade de íons hidroxila ( $OH^-$ ) em um litro de água. É um número extremamente pequeno, tornando-se significativo somente para ácidos diluídos e soluções básicas (Atkins e Jones, 2006).



### 2.2. Reações anódicas

A oxidação do anodo de zinco (Equação 3), além de colaborar com a reposição de íons  $Zn^{2+}(aq)$  para o banho eletrolítico, é responsável pela corrente anódica  $I_{an,1}$ . Durante o processo de oxidação do anodo podem-se formar óxidos e hidróxidos de zinco em sua superfície, deslocando o potencial hidrogeniônico para valores mais positivos, isto é, alterando o pH da solução. Isso faz com que tenha início da oxidação da água e a consequente produção de oxigênio (Equação 4), sendo responsável pela corrente anódica  $I_{an,2}$ .

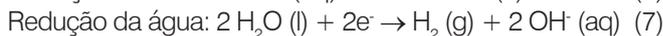
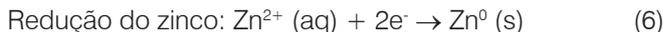


Ou seja, a eficiência de oxidação do zinco pode diminuir devido ao crescimento do óxido de zinco ( $ZnO$ ) no anodo, e a formação de oxigênio pode aumentar devido à oxidação da água. A produção de oxigênio e o consequente aumento de íons  $H^+(aq)$  contribui para acidificação do meio. A corrente anódica total (Equação 5) e o valor de cada corrente anódica parcial ( $I_{an,1}$  e  $I_{an,2}$ ) depende da eficiência ( $\epsilon$ ) de cada processo.

$$\text{Corrente anódica total: } I_{an,t} = I_{an,1} + I_{an,2} \quad (5)$$

### 2.3. Reações catódicas

A redução do íon  $Zn^{2+}(aq)$ , que ocorre sobre a peça a ser galvanizada (Equação 6), está associada à corrente catódica  $I_{c,1}$ . Outra reação catódica possível é a redução da água (Equação 7). Esta contribuição é ínfima e a corrente associada é  $I_{c,2}$ . Existindo esse fato, ocorre a formação de gás hidrogênio.



A corrente catódica total (Equação 8) depende da eficiência ( $\epsilon$ ) de deposição de zinco sobre o aço, como também da geração de hidrogênio.

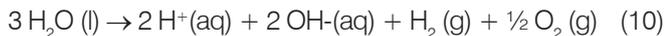
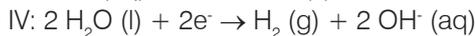
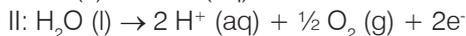
$$\text{Corrente catódica total: } I_{c,t} = I_{c,1} + I_{c,2} \quad (8)$$

As correntes catódica e anódica devem ser iguais (Equação 9), ou seja, o número de mols de elétrons que entra no catodo deve ser o mesmo número de mols que deixam o anodo.

$$\text{Corrente catódica total: } I_{an,t} = I_{c,t} \quad (9)$$

### 2.4. Reação global

A reação global é representada pela Equação 10, obtida pelo balanço das reações I, II, III e IV. A Equação representa o processo de eletrólise de galvanização do zinco caso a eficiência de dissolução do Zn no anodo for a mesma da deposição de Zn no catodo.



Dependendo do processo, a relação entre a deposição e dissolução do zinco pode ser diferente. Caso a eficiência de deposição for maior do que a de dissolução, serão consumidos íons  $\text{Zn}^{2+} (\text{aq})$  da solução e o balanço de cargas será dado pelo excesso de íons  $\text{H}^+ (\text{aq})$  produzido na formação de oxigênio. Havendo isso, ocorrerá alteração de pH do banho eletrolítico entre o início e o fim do processo.

Se a eficiência da reação II ( $\epsilon_{\text{O}_2}$ ) aumentar com o tempo de eletrólise e a eficiência da reação IV ( $\epsilon_{\text{H}_2}$ ) diminuir, significa que sobrarão íons  $\text{H}^+$ , responsáveis pela diminuição do pH da solução final após o processo de galvanização.

### 3. Materiais e reagentes para montagem do sistema de galvanização

A partir do que foi visto, para determinar um sistema de galvanoplastia é necessário definir a solução eletrolítica, os eletrodos e a forma de fornecimento de energia. Optou-se por uma solução aquosa produzida com sulfato de zinco, a qual exibiu pH 5. No anodo foi utilizado um eletrodo ativo a partir de um grânulo de zinco preso a uma garra do tipo jacaré, no qual ocorre a oxidação e a subsequente reposição de íons de zinco para a solução eletrolítica. Deve-se cuidar para que somente o zinco fique mergulhado na solução, evitando que ocorram reações concorrentes. Como catodo, utilizou-se um arame produzido com a liga ferrosa de aço carbono, na qual ocorre a deposição do zinco pela reação de redução.

Abaixo segue a lista de materiais necessários para a prática experimental:

- 01 Fonte de energia (pilha de 9V);
- 01 Palha de aço;
- 01 Lixa de granulometria 220 (opcional, no caso de decapagem mecânica);
- 01 Alicates;
- 06 Béqueres, ou vasilhames equivalentes;

- Zinco metálico em forma de chapa ou grânulos (opcional, no caso de optar pela utilização de eletrodo ativo);
- 02 Cabos condutores (podendo ser fios de cobre encapados);
- 40 mL de solução aquosa de sulfato de zinco,  $\text{ZnSO}_4$  1 mol  $\text{L}^{-1}$ ;
- 40 mL de solução aquosa de hidróxido de sódio,  $\text{NaOH}$  1 mol  $\text{L}^{-1}$ ;
- 40 mL de solução aquosa de ácido clorídrico,  $\text{HCl}$  10%;
- Água;
- Peça metálica para galvanizar (sugestão: arame de aço carbono).

### 4. Procedimento

Primeiramente, ressalta-se a importância da escolha da peça metálica a ser galvanizada. Recomenda-se a utilização de peças de aço (liga Fe-C), pois industrialmente é o metal mais utilizado na galvanização. No entanto, muitos materiais à base de aço encontrados no mercado já são vendidos galvanizados. Nesses casos, se faz necessário realizar um procedimento anterior ao descrito neste item, para que seja removido o revestimento já existente. Outro fator importante a ser considerado é a possibilidade de moldar formas atrativas para os próprios alunos produzirem suas peças.

A Figura 3 mostra o metal utilizado para esta prática, conhecido comercialmente por “arame queimado”, e também um exemplo de como produzir uma peça para ser galvanizada e utilizada como chaveiro, o qual o aluno pode levar consigo ao final da aula.

A Figura 4 reproduz, em escala de laboratório, o processo de galvanização, em que cada etapa é realizada em um béquer. Industrialmente, o processo é feito em grandes tanques.

Para reproduzir o processo de galvanização, basta seguir os passos abaixo:

1º passo: O béquer 1 contém hidróxido de sódio em solução aquosa 1 mol  $\text{L}^{-1}$ , representando a etapa de desengraxe. Industrialmente, essa etapa é responsável por remover óleos e gorduras, provenientes de processos anteriores como, por exemplo, da usinagem. Nessa prática o desengraxe é feito pela imersão da peça na solução pelo tempo de 30 segundos, para a remoção da gordura pelo



Figura 3: (a) Arame utilizado para galvanização com zinco. (b) Confecção da peça a ser zincada.

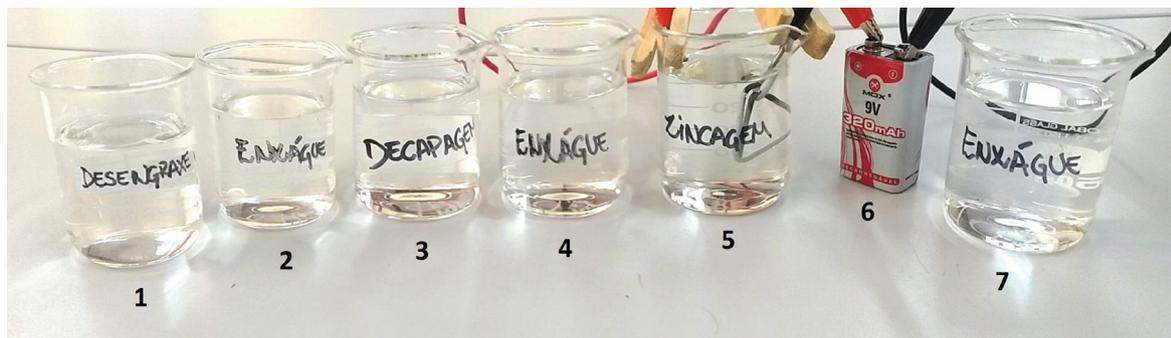


Figura 4: Reprodução de uma linha de galvanização industrial, na qual os béqueres representam os tanques.

contato da própria mão. A utilização de NaOH pode ser substituída por detergente e água, caso seja necessário utilizar um reagente menos agressivo.

2º passo: O béquer 2 contém água para o enxágue, evitando o carregamento de soluções para outros banhos ou possíveis contaminações por arraste.

3º passo: O béquer 3 contém solução aquosa de ácido clorídrico, na concentração de 10%, para decapagem. Industrialmente essa etapa é realizada com o objetivo de remover pontos de oxidação e outras impurezas presentes na superfície da peça. A decapagem química pode ser substituída pelo desbaste mecânico (com lixa ou palha de aço), ou seja, por métodos abrasivos.

4º passo: O béquer 4 contém água, novamente para enxágue, pelos mesmos motivos apresentados anteriormente.

5º passo: O béquer 5 contém solução eletrolítica de sulfato de zinco  $1 \text{ mol L}^{-1}$ , para produzir a eletrodeposição do zinco sobre o aço. O processo é realizado com fornecimento de corrente elétrica, para o qual pode-se utilizar qualquer fonte de corrente contínua. Para esse caso foi utilizada uma pilha de 9V, que possui energia suficiente para a reação ocorrer.

Tal como mostrado na Figura 4, o fio preto é conectado ao polo negativo da bateria e sua outra extremidade é conectada à peça que será galvanizada (catodo). De forma inversa, o fio vermelho é conectado ao polo positivo da pilha e sua outra extremidade é conectada ao grânulo de zinco metálico (anodo), que atuará como eletrodo ativo. A cor dos fios e a forma com que foram conectados aos polos obedece às convenções de normas técnicas. Deve-se tomar cuidado para que os eletrodos não encostem um no outro dentro da solução, pois é possível gerar danos à pilha, uma vez que o sistema entra em curto circuito. Apenas a título de curiosidade, recomenda-se observar o sistema por dois minutos antes de ligá-lo à fonte de corrente, para verificar que essa reação não é espontânea. Após o sistema ser conectado à pilha, a reação inicia com a deposição de íons  $\text{Zn}^{2+}$  sobre a peça de aço. Sugere-se deixar o sistema operar por 2 minutos, sendo tempo suficiente para observar a deposição.

6º passo: Após a deposição de zinco sobre o arame de aço, deve-se desconectar a peça do sistema e enxaguar novamente com a água do béquer 6, para remover o excedente de solução.

7º passo: Fazer o polimento da peça com palha de aço até que seja observado um brilho metálico característico de peças galvanizadas.

## 5. Discussão dos resultados

O sistema em estudo deixa claro dois processos eletroquímicos opostos: a pilha, originada de reações químicas espontâneas, algumas vezes indesejáveis, como ocorre no caso da corrosão; outras vezes desejáveis, como no caso do fornecimento de energia elétrica (pilhas ou baterias), que, por sua vez, é necessária para a ocorrência da eletrólise que é um processo não espontâneo. Nesse caso, a reação ocorre pois os elétrons são forçados para o catodo, por estar carregado negativamente, enquanto no anodo ocorre a oxidação do material, por ser carregado positivamente (Brown e Holme, 2009).

No caso da utilização de eletrodos ativos é comum, em livros didáticos, considerar somente as reações de oxidação e redução do zinco, conforme mostrado na Figura 5(a), com intuito de facilitar os cálculos. A reação que ocorre num eletrodo é a de redução e no outro de oxidação; a corrente é catódica na redução (potencial negativo) e anódica na oxidação (potencial positivo). Nesse caso, são desconsideradas as reações paralelas que possam ocorrer em função dos íons provenientes de reações com a água.

As imagens da Figura 5(b) ilustram o sistema de galvanização e a reação de eletrólise ocorrendo, na qual é possível observar que o grânulo de zinco foi oxidado (mudou de cor), ou seja, perdeu elétrons. Observa-se, ainda, que a peça que estava sendo galvanizada recebeu uma camada de zinco e houve formação de gás hidrogênio (bolhas aderidas na peça). Os fatores que influenciam na geração de gás hidrogênio ou oxigênio incluem: composição do banho eletrolítico, metal usado como eletrodo, temperatura, entre outros (Schwartz, 1994).

As reações discutidas anteriormente e que, muito provavelmente, são as principais reações que ocorrem na eletrodeposição do zinco estão de acordo com os fatos observados.

Outro caso interessante, que pode ser discutido com os alunos, é a medição do pH da solução ao fim do processo de galvanização. Utilizou-se papel indicador universal e verificou-se que a solução eletrolítica apresentou pH 2 ao final do processo. Isso ocorre porque, no decorrer do tempo de



- de zinco com o desprendimento de oxigênio no anodo.
- b) E se a eficiência catódica for menor do que 100% e a eficiência anódica for igual a 100%? Resposta: A deposição de zinco acontecerá com o desprendimento de hidrogênio no catodo.
- c) Como ficaria a Equação 10 (reação global), no caso de haver eficiência anódica e catódica do Zn iguais? Resposta: A equação poderia ser simplificada conforme mostrado na Equação 10(a):



## Nota

<sup>1</sup>Trabalho: Grandeza física que envolve transferência de energia pela atuação de uma força.

**Letícia Vedana de Andrade** (leticia.vdeandrade@gmail.com), técnica em Química pelo Instituto Federal do Rio Grande do Sul. Atualmente é graduanda de Engenharia Química pelo IFRS. Feliz, RS - BR. **Cíntia Gabriely Zimmer** (cynthia.zimmer@feliz.ifrs.edu.br), graduada em Engenharia Metalúrgica pela Universidade Federal do Rio Grande do Sul e doutora em Ciência e Tecnologia dos Materiais (PPGE3M UFRGS). Atualmente é Professora no IFRS e faz parte do Programa de Pós-Graduação de Tecnologia e Engenharia dos Materiais (PPGTEM IFRS). Feliz, RS - BR.

## Referências

ATKINS, P. e JONES, L. *Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente*. 3ª ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

BARRETO, B. S. J.; BATISTA, C. H.; CRUZ, M. C. P. Células eletroquímicas, cotidiano e concepções dos educandos. *Química Nova na Escola*, v. 39, p.52-58, 2017.

BRETT, C. M. e BRETT, A. M. O. *Electrochemistry: Principles, Methods and Applications*. Oxford: Oxford University Press, 1993.

BROWN, L. S. e HOLME, T. A. *Chemistry for Engineering Students*. 2ª ed. Belmont: Brooks/Cole, 2011.

CHASSOT, A. *Alfabetização Científica: questões e desafios para o ensino*. 6ª ed. Ijuí: Unijuí, 2014.

FONSECA, M. R. M. *Química: Ensino médio*. 2ª ed. São Paulo: Ática, 2016.

GENTIL, V. *Corrosão*. 6ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 2014.

GIORDAN, M. O papel da experimentação no ensino de ciências. *Química Nova na Escola*, n. 10, p.43-49, 1999.

LIMA, V. A. e MARCONDES, M. E. R. Atividades experimentais no ensino da química: reflexões de um grupo de professores a partir do tema eletroquímica. *Enseñanza de las Ciencias*, v. 23, n. extra, p. 1-4, 2005.

MARTINS, D. F. *Estudo de banhos ácidos para substituição de banho alcalino cianídrico na eletrodeposição de zinco sobre pregos*. Dissertação (Mestrado). Universidade Federal do Rio Grande do Sul. Porto Alegre, 2009.

MONASA, J. M. *Galvanização como tema motivador na*

*disciplina de química tecnológica em um curso de engenharia de produção*. Dissertação (Mestrado). Universidade Federal de São Carlos. São Carlos, 2015.

SCHWARTZ, M. *Deposition from aqueous solutions: an overview*. In: Handbook of deposition technologies for films and coatings. 2a. ed., p. 506 – 615, Los Angeles: s. i., 1994.

RODINE, C. C. *Influência do banho eletrolítico na camada de galvanização formada sobre aço carbono e sua resistência à corrosão*. Trabalho de Conclusão de Curso. Universidade Federal do Rio de Janeiro. Rio de Janeiro, 2020.

SANTOS, T. N. P.; BATISTA, C. H.; OLIVEIRA, A. P. C. e CRUZ, M. C. P. Aprendizagem Ativo-Colaborativo-Interativa: Inter-Relações e Experimentação Investigativa no Ensino de Eletroquímica. *Química Nova na Escola*, v. 40, p. 258-266, 2018.

SILVA, E. L e WARTHA, E. J. Estabelecendo relações entre as dimensões pedagógica e epistemológica no Ensino de Ciências. *Ciência e Educação*, v. 24, p. 337-354, 2018.

SILVA, L. O.; PEREIRA, T. C.; SANTOS, L. S. e AMARAL, L. C. S. O ensino de eletrólise e a galvanização: Influência da voltagem e da compatibilidade de materiais. *Meta*, v.1, p.312-317, 2016.

YU, Y. D.; WEI, G. Y.; LOU, J. W.; GE, H. L.; SUN, L. X. e ZHU, L. Z. Influence of bath temperature on zinc plating and passivation process. *Surface Engineering*, n. 3, p. 234-240, 2013.

ZANONI, M. V. B.; BORGES, A. S.; BENEDETTI, A. V.; YAMANAKA, H.; SOTOMAYOR, M. P. T.; BESSEGATO, G. G.; STRADIOTTO, N. R.; ZANTA, C. L. P. S. E ANDRADE, A. R. Panorama da eletroquímica e eletroanalítica no Brasil. *Química Nova*, v. 40, n. 6, p. 663-669, 2017.

**Abstract:** *Galvanization: a proposal to electrochemistry teaching.* Galvanization is an industrial process in which a protective zinc coating is applied to steel to prevent rusting. This article describes an experiment of zinc plating by electrolysis for the teaching of fundamental concepts about electrochemistry. The experiment intends to enable students in establishing closer relations between scientific knowledge and the material world, and to arouse interest in science and technology.

**Keywords:** electrochemistry, electrolysis, galvanization.