

ATIVIDADE MOTIVADORA PARA O APRENDIZADO DE CONCEITOS DE OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

S. R. MORAES¹ e J. R. C. ROCHA²
sandrarem@yahoo.com.br¹, jrcaetanorocha@ig.com.br²

Artigo submetido em junho/2012 e aceito em julho/2012

RESUMO

Neste trabalho são apresentados os resultados referentes à aplicação de atividade experimental do processo redox utilizando materiais de fácil acesso. Também é avaliado como o elemento contextualizador

auxilia no processo ensino-aprendizagem como um facilitador e motivador do mesmo.

PALAVRAS-CHAVE: deposição química, reação de oxi-redução, processo ensino-aprendizagem, atividade motivadora.

MOTIVATING ACTIVITY FOR LEARNING CONCEPT OF OXIDATION AND REDUCTION

ABSTRACT

In this paper are presented results concerning the application of experimental activity of the redox process using materials easily accessible. It is also evaluated as the contextualizing element helps in the

teaching-learning process as a facilitator and motivator of it.

KEY-WORDS: chemical deposition, oxidation-reduction reaction, teaching-learning process, motivating activity

ATIVIDADE MOTIVADORA PARA O APRENDIZADO DE CONCEITOS DE OXIDAÇÃO E REDUÇÃO

1. INTRODUÇÃO

Todos os fatos e atos que acontecem no dia a dia dos alunos de ensino fundamental e médio podem e devem ser utilizados como elementos contextualizadores no processo ensino-aprendizagem. Desta forma, a partir de um fato ou uma ação relevante que acontece no dia a dia desses alunos, esta pode ser utilizada como um elemento inicializador do processo ensino-aprendizagem. Quando se parte de uma informação, que para o aluno é interessante ou o instiga, o processo ensino aprendizagem é mais motivador. O aluno tem interesse e quer compreender cientificamente por qual motivo aquela ação ou fato acontece. Já em 1986 Teno *et al.* indicavam da real importância de se discutir atividades metodológicas alternativas para o ensino da disciplina Química no antigo segundo grau e atualmente denominado de ensino médio, utilizando-se de recursos provenientes do cotidiano desses alunos. Portanto para esses alunos, a metodologia deveria promover o desenvolvimento de sistemas que permitissem a integração de diferentes conceitos fundamentais da ciência Química, bem como, da inter-relação dessa ciência com o mundo social dos alunos.

Para que o processo ensino-aprendizagem seja alavancado é necessário que as ideias de Galiazzi e Gonçalves (2004) também sejam avaliadas. Esses pesquisadores entendem que é fundamental a pesquisa em sala de aula para que as mesmas favoreçam a construção do conhecimento do futuro profissional de ensino de Química. Portanto, quando são realizadas as atividades experimentais que utilizam materiais encontrados facilmente o futuro profissional da área de ensino de Química também se motiva, a posteriormente, a utilizá-los em sala de aula de ensino básico.

Não se pode esquecer que as atividades experimentais auxiliam na construção do conhecimento, sendo que as mesmas possibilitam aos estudantes a aproximação do trabalho científico, além de melhorar e auxiliar na relação professor aluno (ATAIDE; SILVA, 2011).

Um dos possíveis elementos contextualizadores são as reações redox, ou ainda, o processo de corrosão, visto que, esse processo que ocorre naturalmente resulta da ação do meio sobre um determinado material, causando a sua deterioração. É um fato que acontece no cotidiano de todos os alunos do ensino básico, bem como ocasiona a curiosidade dos mesmos, principalmente para compreender por qual motivo esse processo ocorre e se existe formas para impedir ou pelo menos minimizar o problema. Do ponto de vista econômico, os prejuízos causados por esse processo corrosivo atingem custos extremamente altos, resultando em consideráveis desperdícios de investimento tanto do setor público como do setor privado. Outro fato relevante são os acidentes ocasionados por esses processos de deterioração e também as perdas de vidas humanas provocados por contaminações, poluição e falta de segurança dos equipamentos (MERÇON; GUIMARÃES; MAINIER, 2011).

Nesse contexto se tem o processo de construção do conhecimento por parte dos futuros educadores e, também, do elemento contextualizador para os alunos de ensino básico.

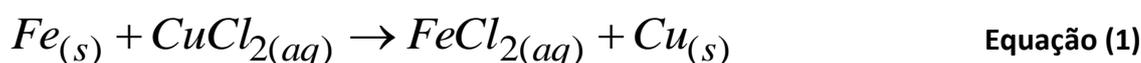
Pensando no processo de corrosão dos metais é possível discutir como os mesmos estão dispostos na escala de reatividade química, a qual é descrita em ordem decrescente de reatividade desses metais, ou ainda, em ordem crescente de nobreza dos mesmos. Assim,

algumas reações ocorrem com certa facilidade e a determinação quantitativa, ou seja, a massa das espécies envolvidas se torna viável.

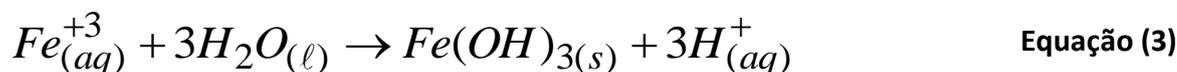
Nesse mesmo sentido se abordam as reações de deslocamento que também são denominadas reações de substituição, ou, ainda de reação de simples troca, onde uma substância simples que é formada por átomos de um único elemento químico reage com uma substância composta, “deslocando” ou ainda substituindo o cátion dessa última substância, que será a nova substância simples, devido ao fluxo de elétrons que aconteceu durante o processo redox.

Nesta reação se determina a quantidade em massa do elemento ferro que reage com o cátion cobre e se expressa essa relação entre o número de mol de ferro e o número de mol de cobre que são utilizados durante o processo redox.

Para que se compreenda quando uma reação de deslocamento, ou, simples troca irá ocorrer é necessário conhecer a reatividade dos compostos envolvidos. Dessa forma a reação química que ocorre no processo redox avaliado é representada na Equação (1):



Posteriormente devido às condições do meio reacional o cátion Fe^{+2} é convertido a Fe^{+3} (Equação (2)), e devido ao processo de hidrólise ocorre à formação de hidróxido de ferro III (Equação (3)).



A ocorrência dessas reações pode ser facilmente previstas quando se utiliza a série de atividade química de metais em solução aquosa, visto que os metais mais nobres não sofrem facilmente o processo de oxidação, em contra partida aqueles que são menos nobres sofrem esse processo prontamente (BROWN *et al.*, 2007, p 119).

2. METODOLOGIA

Esse trabalho foi realizado durante as aulas ministradas para os acadêmicos do 3º ano da disciplina Físico-Química Experimental da Faculdade Estadual de Filosofia, Ciências e Letras de União da Vitória, PR, sendo que o mesmo foi motivado pelo complexo confronto entre o ensino teórico das aulas ministradas com o conteúdo que deve ser apresentado nas aulas experimentais. Esse fato vai de encontro com as expectativas dos acadêmicos que acreditam que o conhecimento da disciplina estaria acima das necessidades conceituais que teriam de ministrar para os alunos de ensino fundamental II e ensino médio.

3. MATERIAIS E REAGENTES

Os materiais utilizados no experimento são fáceis de serem encontrados, sendo que os mesmos são dois pregos de aço comercial, cloreto cúprico dihidratado ($\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), béquer de 250 mL, pisseta com água destilada, pinça.

a) Procedimento Experimental

Pesou-se um béquer de 250 mL e anotou a massa do mesmo. Neste béquer pesou-se 8,50 g de cloreto cúprico e adicionou-se 50,0 mL de água. Com o auxílio de um bastão de vidro agitou-se a solução até completa dissolução dos cristais de cloreto cúprico.

Em seguida iniciou-se o tratamento da superfície dos dois pregos para eliminação dos óxidos de ferro que estavam depositados na referida superfície utilizando uma lixa d'água, ou, palha de aço. Posteriormente com um chumaço de algodão embebido em álcool etílico promoveu-se a limpeza de toda a superfície dos pregos e utilizando um secador de cabelos realizou-se a completa secagem dos mesmos. Em seguida, os dois pregos foram pesados juntos e a massa anotada.

b) Processo de Deposição

A reação de deposição do íon Cu^{+2} da solução ocorre via reação de oxidação e redução, onde o ferro metálico contido no prego se oxida doando elétrons, enquanto, os íons Cu^{+2} presentes na solução de cloreto cúprico sofrem redução recebendo os elétrons doados pelo ferro metálico. Esse fato somente ocorre enquanto os pregos estiverem imersos no meio aquoso.

Assim, os dois pregos foram colocados conjuntamente dentro da solução aquosa de CuCl_2 e imediatamente se acionou o cronômetro. Durante o período de 30 minutos o sistema foi mantido em repouso e este tempo foi necessário e suficiente para observar do processo de deposição.

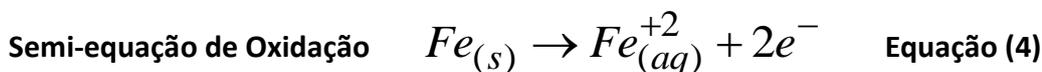
Com auxílio de uma pinça interrompeu-se o processo de deposição dos íons Cu^{+2} sobre a superfície dos pregos retirando os mesmos do interior da solução aquosa. Em seguida, removeu o depósito de toda a superfície dos pregos, com sucessivas lavagens, recolhendo o mesmo dentro do béquer, que foi previamente pesado. A lavagem da superfície dos pregos ocorreu até que todo o depósito foi removido. Por fim os pregos foram secos utilizando um secador de cabelos e pesados conjuntamente após os mesmos atingirem a temperatura ambiente.

Já, da mistura contida no béquer verteu-se o sobrenadante cuidadosamente e lavou-se o precipitado remanescente com 25,0 mL de água. Posteriormente verteu-se o sobrenadante cuidadosamente, sendo que esse processo de lavagem do precipitado foi repetido por quatro vezes. A última lavagem do precipitado de cobre metálico ocorreu utilizando 25,0 mL de solução aquosa de HCl 1 mol L^{-1} para garantir que todo íon Cu^{+2} livre seja reduzido a cobre metálico e dessa forma faça parte do precipitado.

Para finalizar, verteu-se o sobrenadante cuidadosamente e o precipitado foi seco em estufa a 105°C . Posteriormente, esfriou-se o béquer contendo o precipitado seco e o mesmo foi pesado e sua massa anotada.

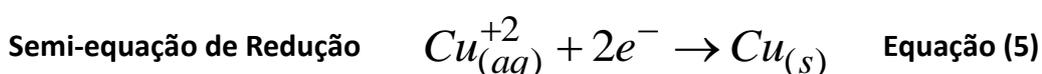
4. RESULTADOS E DISCUSSÃO

Imediatamente após os pregos serem adicionados à solução de cloreto cúprico se percebe o início da reação redox devido à mudança de coloração na superfície dos mesmos, sendo que a semi-equação de oxidação se processa conforme representado na equação (4).



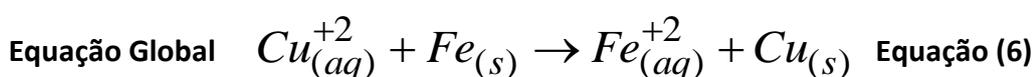
Na qual o ferro metálico é oxidado formando os íons Fe^{+2} que migram para a solução. As cargas do cátion Fe^{+2} presentes na solução serão neutralizadas por igual número de cargas do ânion cloreto (Cl^{-}) presentes em solução devido à dissolução do sal cloreto de cobre II dihidratado.

Paralelamente, a semi-equação de redução ocorre e é a descrita conforme a equação (5).



Na semi-equação (5), os íons Cu^{+2} que estão presentes na solução são reduzidos a cobre metálico, sendo que os mesmos migram da solução e se depositam na superfície dos pregos.

A reação global redox que resulta da adição das semi-reações de oxidação e redução é descrita na equação (6).



A reação global mostra que o produto formado sobre a superfície do prego é composto por cobre metálico.

Quando os pregos que estão submersos na solução de cloreto cúprico dihidratado são observados, se percebe que os mesmos estão recobertos por camadas de cobre metálico depositadas. Este depósito se caracteriza por uma camada esponjosa de coloração vermelha alaranjada, de aspecto amorfo conforme é possível observar nos dois pregos a direita na Figura 1.



Figura 2. Imagem dos pregos antes e após o processo de deposição.

Os resultados das massas de cobre metálico e do íon ferro II que foram obtidos durante as aulas práticas realizadas por diferentes grupos de acadêmicos do curso de licenciatura em Química estão representados na Tabela 1.

Tabela 1. Apresentação das quantidades em massa de cloreto cúprico, dos pregos utilizados, do ferro extraído dos pregos e do cobre depositado.

Grupo	Massa de $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ / g	Massa dos Pregos / g		Massa Fe / g	Massa Cu / g	Relação $m_{\text{Cu}}/m_{\text{Fe}}$
		Inicial	Após			
1	8,51	9,09	7,79	1,30	1,35	1,04
2	8,51	8,99	7,64	1,35	1,43	1,06
3	8,50	9,10	7,78	1,32	1,53	1,16
4	8,50	9,10	7,78	1,32	1,53	1,16
Valores	$8,51 \pm 0,01$	$9,07 \pm 0,05$	$7,75 \pm 0,07$	$1,32 \pm 0,02$	$1,46 \pm 0,09$	1,11

Os valores da massa de ferro que foi oxidada são considerados mais precisos, visto que, os valores obtidos são mais próximos e o desvio padrão é muito menor do que o observado nos cálculos de cobre depositado. Essa massa de ferro se “desprende” da superfície dos pregos que foram submersos na solução de cloreto de cobre II hidratado ficando dissolvidos na referida solução. Já a massa de cobre obtida no processo de redução provavelmente sofreu perdas durante o processo de lavagem do precipitado ou o mesmo não foi seco completamente ocasionando a diferença observada entre as massas de ferro e de cobre que foram determinadas experimentalmente e apresentadas na Tabela 1. Não esquecendo que a relação entre a massa de cobre que foi reduzido e a massa de ferro que foi oxidado será de 1,14. Contudo, o número de mol de ferro metálico que foi oxidado e solubilizado foi igual a 23,7 mmol, muito próximo ao número de mol de cobre metálico depositado na superfície dos pregos de ferro (23,0 mmol), visto que, essa reação ocorre na proporção de números de mol de ferro e de cobre igual 1:1, conforme pode ser verificado na equação (6), bem como nos resultados apresentados na Tabela 2.

Tabela 2. Apresentação das quantidades molares de cobre metálico (teórico e real) e de ferro obtidos durante o processo redox.

Grupo	n_{Fe} / mmol	n_{Cu} / mmol		Diferença / mmol
		Teórico	Real	
1	23,3	23,3	21,3	-2,0
2	24,2	24,2	22,5	-1,7
3	23,7	23,7	24,1	+0,4
4	23,7	23,7	24,1	+0,4
Valores	$23,7 \pm 0,4$	$23,7 \pm 0,4$	$23,0 \pm 1,4$	$-0,7 \pm 1,4$

Ainda avaliando os resultados físico-químicos obtidos são vários os estudos sobre o comportamento do ferro e de suas ligas em soluções aquosas contendo íons cloreto (Cl^-)

relatando que os constituintes metálicos sofrem corrosão. Em particular, este tipo de corrosão é classificada como *corrosão localizada* e, é frequentemente denominada de *corrosão por pites* (GENTIL, 1996), sendo que Nunes (2007, p. 56) discute de forma mais detalhada essa classificação.

[...] que é uma forma de corrosão localizada que consiste na formação de cavidades de pequenas extensões e razoável profundidade. Esta, também ocorre em determinados pontos da superfície, enquanto o restante pode permanecer praticamente intacto.

O processo de corrosão por pites em ferro e em suas ligas na presença de íons cloreto (Cl^-) é muito frequente, entretanto outros íons halogenetos, tais como brometos (Br^-), iodetos (I^-) e fluoretos (F^-) também promovem a corrosão por pites inclusive em diversos metais, como alumínio (Al), ligas de alumínio, cobre (Cu) etc. além do ferro e suas ligas (NUNES, 2007. p.56).

Assim, com base no descrito o processo de corrosão na superfície dos pregos provavelmente ocorreu por pites. Este processo ocorreu enquanto o cobre metálico foi depositado e desta forma, tende ocorrer processos competitivos durante a reação redox. Para melhor entender esse processo, a superfície do prego, pode ser dividida em pequenas áreas anódicas e em pequenas áreas catódicas em toda sua extensão, conforme é apresentado na Figura 2.

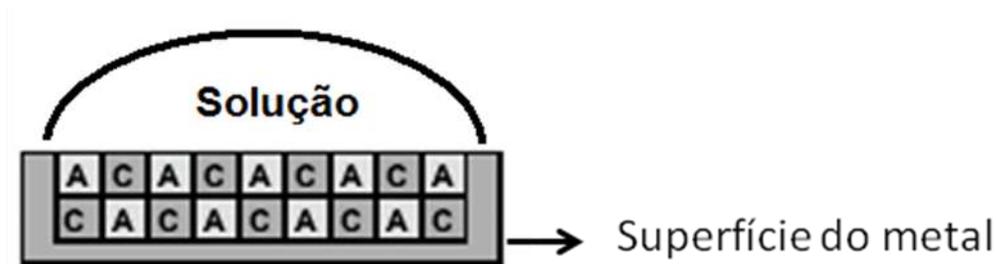
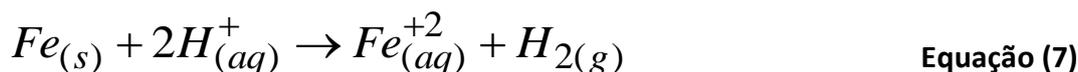


Figura 2. Representação esquemática das micro-áreas anódicas e catódicas que são formadas sobre a superfície do prego.

Em cada um dos pites de área anódica ocorre à oxidação do ferro metálico a íons Fe^{+2} , produzindo o excesso de carga positiva nessa área devido à liberação de elétrons. Com isso, os íons Cl^- que apresentam cargas negativas migra rapidamente para o interior e próximo desses pites, para manter a compensação de cargas, ou seja, a equivalência do número de cargas negativas e o número de cargas positivas.

Os íons Fe^{+2} produzidos sofrem hidrólise conforme representado na equação (3) liberando íons H^+ e o aumento da concentração desses íons acelera o processo corrosivo, pois a superfície dos pregos sofre o ataque dos íons H^+ liberados nesse processo, conforme representado na equação (7).



Como consequência da formação de maior concentração de íons Fe^{+2} haverá o aumento da concentração de íons Fe^{+3} conforme a equação (2) e por sua vez acelera-se o processo de hidrólise conforme a equação (3), dando continuidade ao processo corrosivo. Assim, tanto esse processo quanto o de deposição da camada de cobre somente finalizam quando há a remoção dos pregos do meio reacional ou todos os íons Cu^{+2} presentes na solução de cloreto cúprico foram reduzidos.

Dentre os vários relatos dos grupos de acadêmicos destacam-se: *"Macroscopicamente fica muito fácil identificar que ocorre uma reação entre o ferro do prego e o íon Cu^{+2} em solução, devido à (i) mudança de coloração da solução e (ii) também devido a formação da camada alaranjada sobre a superfície dos pregos. Mas e a nível microscópico o que ocorre para que as espécies reajam dessa forma?"...*

Neste contexto, esse e outros questionamentos dos acadêmicos foram explorados e esclarecidos. De forma que os mesmos pesquisaram informações conceituais que explicaram e responderam aos seus questionamentos microscópicos.

5. CONCLUSÕES

Os conceitos de oxidação e redução se tornam mais facilmente acessíveis ao processo ensino-aprendizagem quando existe um elemento contextualizador. Os acadêmicos verificaram que a partir do processo de corrosão e deposição de substâncias metálicas, que acontece no dia a dia de todas as pessoas, é possível introduzir conceitos eletroquímicos que são tão importantes para o entendimento científico dessas situações específicas. O fato de se realizarem pesquisas em sala de aula favoreceu a construção do conhecimento desses futuros profissionais de ensino de Química, visto que, essa aula experimental funcionou como fator motivador devido a esses acadêmicos se aprofundarem e criarem uma percepção de saber muito mais robusta do que aquela que seria realizada sem as ideias de Galiuzzi e Gonçalves (2004). Portanto, realizando atividades experimentais principalmente aquelas onde são utilizados materiais encontrados facilmente o futuro profissional da área de ensino de química também se motiva a posteriormente utilizar esses recursos pedagógicos em sala de aula de ensino médio.

Quando são avaliados os resultados obtidos em relação ao conhecimento adquirido pelos acadêmicos durante a aplicação desse experimento é fato indicar que as reações de deslocamento, ou, as reações de substituição, ou ainda de simples troca são excelentes ferramentas para auxiliar no processo ensino aprendizagem dos diferentes conceitos sobre a eletroquímica que podem e foram abordados.

Não esquecendo que atividades práticas independente dos conceitos abordados despertam o interesse entre os alunos de qualquer nível escolar (MORAES et al, 2012). No caso específico, os conceitos teóricos de reações de oxidação e redução, que são considerados pelos alunos de difícil assimilação e compreensão, tornam-se mais acessíveis devido ao caráter motivador das aulas experimentais, principalmente quando são avaliadas as reatividades das espécies envolvidas.

A atividade proposta utilizando materiais de fácil acesso representa um pequeno exemplo de como as aulas teóricas e as atividades práticas podem se desvincular de amarras tradicionais, e partir para um novo patamar de construção do saber. Quando se consegue fazer com que a teoria se integre à prática ocorre o aprofundamento de conhecimento em sala de aula.

6. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1. ATAIDE, M. C. E. S., SILVA, B. V. C. As Metodologias do Ensino de Ciência: Contribuição da Experimentação e da História e Filosofia da Ciência. *Holos*. v.27, n.4, p. 171-181, 2011.
2. BROWN, T. L., LEMAY JR, H. E., BURSTEN, B. E., BURDGE, J. R. *Química: A Ciência Central*. 9ª Edição. São Paulo: Pearson Prentice Hall, p. 119, 2007.
3. GALIAZZI, M. C., GONÇALVES, F. P. A natureza pedagógica da experimentação: Uma pesquisa na licenciatura em química. *Química Nova*. v.27, n.2, p. 326-331, 2004.
4. GENTIL, V. *Corrosão*. 3ª ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1996.
5. MERÇON, F., GUIMARÃES, P. I. C., MAINIER, F. B., Sistemas Experimentais para o Estudo da Corrosão em Metais. *Química Nova na Escola*. v.33, n.1, p. 57-60, 2011.
6. MORAES, S. R de, DINIZ, A. C. Z., GONÇALVES, I. M., KASCHUK, J. J., CRUZ, L. C. da, ROCHA, J. R. C. da, O Processo de Diluição de uma Solução Usado como Metodologia Didática. Submetido para publicação, 2012.
7. NUNES, L.P. *Fundamentos de resistência à corrosão*. Rio de Janeiro: Interciência, p. 56, 2007.
8. TENO, A. M., VALIM, J. B., ANDRADE, J. F., SICCA, N. A. L., STRADIOTTO, N. R., IAMAMOTO, Y. A Utilização do Cotidiano no Ensino da Química. *Química Nova*. v.9, n.2, p. 172-173, 1986.