

## Escurecimento e Limpeza de Objetos de Prata - Um Experimento Simples e de Fácil Execução Envolvendo Reações de Oxidação-Redução

Elen Romão Sartori, Érica Ferreira Batista e Orlando Fatibello-Filho

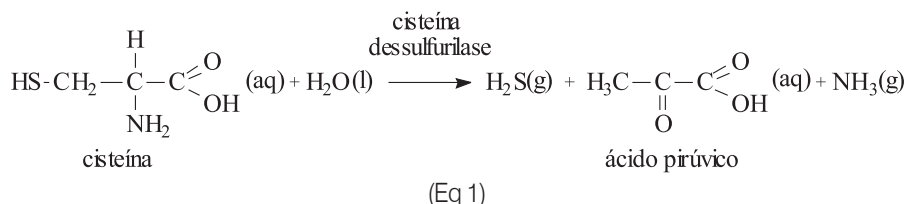
Neste artigo, é descrito um experimento simples e de fácil execução, envolvendo reações de oxidação-redução de escurecimento e limpeza de objetos de prata, como brinco e fio de prata enrolado. Esse experimento auxilia os estudantes a compreenderem de uma forma mais fácil os conceitos de oxidação-redução, além de despertar a curiosidade para questões de química que estão presentes no cotidiano.

► reações de oxidação-redução, objetos de prata, limpeza da prata ◀

Recebido em 29/8/07, aceito em 20/6/08

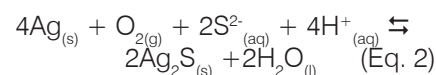
A limpeza da prataria é uma atividade muito comum no cotidiano de pessoas que possuem objetos dessa natureza, sejam talheres, ornamentos de mesa ou jóias em prata. Com o passar do tempo, esses objetos escurecem, perdendo seu brilho, em decorrência da oxidação desse metal pelo contato com oxigênio e com compostos contendo enxofre, os chamados compostos sulfurados, gerando, assim, sobre a superfície desses objetos de prata, uma camada insolúvel de sulfeto de prata ( $\text{Ag}_2\text{S}$ ), de coloração azulada ou ligeiramente violácea, tornando-se preta com o passar do tempo (Gentil, 1996).

A poluição atmosférica, de origem natural ou antropogênica, contém grande quantidade desses compostos sulfurados, podendo, assim, ocasionar o escurecimento da prata. Alguns alimentos, como o ovo, a cebola e os diversos legumes da família do repolho, sejam eles a mostarda, a couve-de-bruxelas, a couve-flor, os brócolis e o nabo, também promovem o escurecimento de objetos de prata. Esses alimentos apresentam, em sua estrutura, compostos sulfurados



como a cisteína (um aminoácido) que, com o cozimento, sofre a decomposição destes em compostos odorantes, sobretudo ácido sulfídrico, mercaptana e sulfeto de metila, que reagem um com os outros, formando trissulfetos. Quanto maior o tempo de cozimento, maior a concentração desses compostos formados, causando, assim, um agravamento do odor (This, 2001). Esse mesmo aminoácido também está presente no suor (Conn e Stumpf, 1984) que, em presença de água, converte-se em ácido sulfídrico, ácido pirúvico e amônia pela ação da enzima cisteína dessulfurilase (Equação 1). O  $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$  liberado na presença de oxigênio gasoso favorece a formação

de sulfeto de prata na superfície do objeto de prata (Equação 2), de forma mais acentuada quando em contato direto com a pele. Pessoas que transpiram mais acabam acelerando o processo de escurecimento da prata metálica.



Para evitar alguns problemas estéticos, muitos dos acessórios de prata ou folheados à prata recebem uma camada de verniz (propionato de ditio-bis-estearil) ao término de sua confecção, que atua como uma barreira de proteção, impedindo a penetração de umidade

**Com o passar do tempo, objetos em prata escurecem, perdendo seu brilho, em decorrência da oxidação desse metal pelo contato com oxigênio e com compostos contendo enxofre.**

e de substâncias agressivas (Gentil, 1996). No entanto, com o passar do tempo, essa camada de proteção deixa de existir, fazendo com que o objeto fique exposto aos agentes que promovem o seu escurecimento, como mencionado.

A camada de sulfeto de prata formada na superfície dos objetos de prata e o resgate de seu brilho original constituem exemplos de reações químicas de oxidação-redução, mostrando a tendência que as substâncias têm em receber ou doar elétrons, formando e quebrando ligações químicas, sempre em busca de alcançarem um equilíbrio.

Basicamente, uma reação de oxidação-redução envolve a transferência de elétrons de uma espécie para outra, ocorrendo, respectivamente, perda e ganho de elétrons, resultando em uma mudança no estado de oxidação das espécies envolvidas. De um modo geral, cada reação de oxidação-redução deve ser analisada como o somatório das reações de oxidação e redução. O processo de redução ocorrerá simultaneamente ao de oxidação, pois os elétrons recebidos pela espécie que se reduz serão cedidos pela espécie que sofre oxidação. Essas reações individuais não existem isoladamente. Cada reação de oxidação exige uma reação de redução e vice-versa (Masterton e Slowinski, 1977).

A oxidação resulta na perda de um ou mais elétrons pela espécie (átomos, íons ou moléculas). Quando ela perde elétrons, diz-se que foi oxidada e seu estado de oxidação atinge valores mais positivos. O agente oxidante recebe elétrons de uma outra substância e torna-se reduzido. Por outro lado, a redução é, por sua vez, o processo que resulta em ganho de um ou mais elétrons pelas espécies. Quando uma espécie recebe elétrons, diz-se que ela foi reduzida

e seu estado de oxidação diminui (Vogel, 1981). Ambos os processos ocorrem simultaneamente, visto que

a liberação de um ou mais elétrons por uma espécie implica no recebimento desse(s) elétron(s) por outra espécie.

Para saber se uma dada reação de oxidação-redução vai se processar espontaneamente, é preciso consultar tabelas contendo os potenciais-padrão de redução ( $E^{\circ}$ ) de cada uma das semi-reações envolvidas (Tabela 1). Esses valores de potenciais-padrão de redução foram determinados experimentalmente, tendo como eletrodo padrão de referência o de hidrogênio (IU-

PAC – União Internacional de Química Pura e Aplicada) (Feltre, 1996). Eles fornecem a tendência relativa de diversas espécies químicas serem reduzidas ou oxidadas e, por definição, quanto mais positivo o valor do potencial-padrão de redução de uma semi-reação, maior é a tendência de essa semi-reação ocorrer na forma como está escrita (Masterton e Slowinski, 1977). Cabe enfatizar que essa previsão é válida para as espécies químicas no estado padrão, ou seja, atividades químicas igual a  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$  e temperatura igual a  $25^{\circ}\text{C}$ , sendo que a previsão da espontaneidade de uma reação química para as espécies químicas fora do estado padrão fica prejudicada. Assim, analisando-se o valor de potencial-padrão de redução que cada semi-reação de redução apresenta, pode-se prever qual espécie ganha ou perde elétrons. A semi-reação com menor valor de potencial-padrão de redução deve ser

invertida, indicando que essa substância sofrerá oxidação. O somatório de ambas semi-reações resulta na reação global que ocorre no processo, sendo os elétrons cancelados durante esse somatório, o que é indispensável para o balanceamento da equação. O número total de elétrons perdidos por uma espécie deve ser igual ao

número total de elétrons recebidos pela outra espécie.

A diferença dos valores de potenciais-padrão de redução de ambas semi-reações de redução, ou seja, o potencial-padrão de redução da espécie que está sendo reduzida menos o potencial-padrão de redução da espécie que está sendo oxidada

( $E^{\circ}_{\text{red}} - E^{\circ}_{\text{ox}}$ ), fornece o valor do potencial-padrão elétrico da reação global ( $\Delta E^{\circ}$ ) (Masterton e Slowinski, 1977). Quando o valor é positivo, diz-se que a reação é espontânea. Por outro lado, um valor

negativo de potencial-padrão elétrico da reação global indica um processo não espontâneo. Aqui também vale a observação supramencionada para as espécies químicas fora do estado padrão.

Em vista disso, este artigo permite ao professor uma abordagem prática sobre as reações de oxidação-redução, por meio de uma proposta experimental simples: o escurecimento e a limpeza de alguns objetos de prata, empregando materiais alternativos simples e facilmente disponíveis no cotidiano.

### Material e reagentes

Lista de material necessário para a realização do experimento, de escurecimento e limpeza da prata:

- objeto de prata ou recoberto por prata (brinco, acessórios de prata). Neste trabalho, foram utilizados um brinco e um fio de prata enrolado;
- 1 béquer de 500 mL ou um frasco de vidro Pyrex®;
- 3 ovos;
- bico de Bunsen ou lamparina;
- tripé e tela de amianto;
- 1 copo tipo americano;
- papel alumínio;
- 1 colher de sopa;
- sal de cozinha (cloreto de sódio, NaCl);
- água;
- papel toalha ou lenço de papel;
- flanela

**A poluição atmosférica, de origem natural ou antropogênica, contém grande quantidade de compostos sulfurados, podendo ocasionar o escurecimento da prata.**

**Este artigo permite ao professor uma abordagem prática sobre as reações de oxidação-redução, por meio de uma proposta experimental simples: o escurecimento e a limpeza de alguns objetos de prata.**

## Procedimento

O trabalho foi dividido em duas etapas: a primeira correspondendo ao processo de escurecimento do objeto de prata; e a segunda, ao processo de limpeza da prata.

### Escurecimento de um objeto de prata

- 1) Colocar uma certa quantidade de água em um béquer, suficiente para o cozimento de três ovos;
- 2) Após 12 minutos de aquecimento, quando os ovos já se encontram cozidos, dar leves batidas nestes, com auxílio de uma colher, até que se observem rachaduras na casca dos ovos, deixando parte da clara exposta;
- 3) Inserir o objeto de prata e deixar em cozimento por 25 minutos;
- 4) Parar o cozimento, retirar o objeto de prata, lavar com água de torneira e observar o resultado.

### Limpeza de objeto de prata

- 1) Aquecer 250 mL de água até a fervura;
- 2) Adicionar a esta 1 colher (sopa) de sal de cozinha e misturar bem;
- 3) Forrar a parte interna de um copo tipo americano com papel alumínio e colocar a solução preparada anteriormente;
- 3) Inserir o objeto de prata e deixar reagir por 3 minutos;
- 3) Retirar o objeto de prata e lavar com água em abundância;
- 4) Secar com papel toalha ou lenço de papel e lustrear com uma flanela. Observar o resultado.

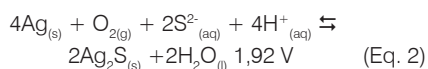
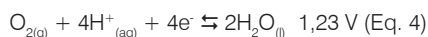
## Discussão dos resultados

### Escurecimento de um objeto de prata

O processo de escurecimento do objeto de prata mimetiza a reação que, naturalmente, ocorre quando se utiliza um brinco de prata ou, por exemplo, um talher de prata para manusear o preparo das refeições.

Ao se cozinhar demais os ovos, as proteínas da clara, que contêm átomos de enxofre, liberam o ácido sulfídrico ( $H_2S$ ), com o odor inconfundível de ovo podre. Esse composto

gasoso na presença de oxigênio gasoso,  $O_{2(g)}$ , na água de cozimento, levam à oxidação superficial do objeto de prata, com formação espontânea ( $\Delta E^0 > 0$ ) de uma camada muito fina e insolúvel de sulfeto de prata (Figura 1(a)). As equações 3 e 4 mostram respectivamente as semi-reações de oxidação da prata e de redução do oxigênio, além da reação global (Equação 2), que representa o processo de escurecimento do objeto de prata (Tabela 1):



Para igualar o número de elétrons e estabelecer a quantidade de  $Ag_{(s)}$  e de  $O_{2(g)}$ , determina-se o mínimo múltiplo comum (m.m.c.) entre os números de elétrons perdidos e re-

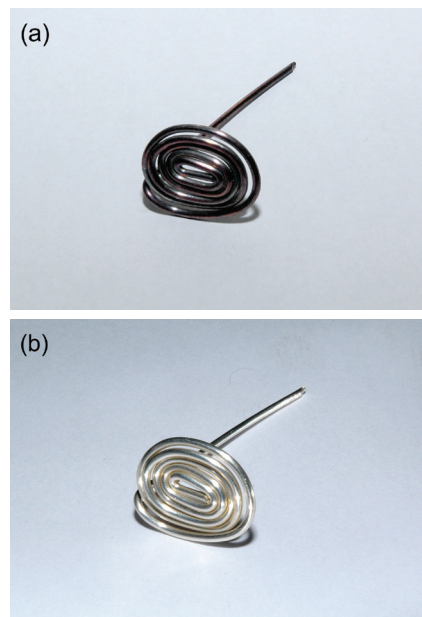


Figura 1: (a) Oxidação superficial do fio de prata, com formação de uma camada escura, fina e insolúvel de sulfeto de prata,  $Ag_2S_{(s)}$ . (b) Limpeza do fio de prata pela redução da  $Ag^+_{(aq)}$  no sulfeto de prata,  $Ag_2S_{(s)}$ , quando em contato com alumínio metálico,  $Al_{(s)}$ , em solução salina de NaCl.

Tabela 1: Potenciais-padrão de redução ( $E^0$ ) em solução aquosa a 25 °C (Dean, 1985).

Semi-reação de redução	Potencial-padrão de redução, $E^0$ (Volts)
$Li^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Li_{(s)}$	-3,04
$K^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons K_{(s)}$	-2,92
$Ba^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Ba_{(s)}$	-2,91
$Ca^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Ca_{(s)}$	-2,87
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Mg_{(s)}$	-2,71
$Na^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Na_{(s)}$	-2,36
$Al^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons Al_{(s)}$	-1,68
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Zn_{(s)}$	-0,76
$Ag_2S_{(s)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Ag_{(s)} + S^{2-}_{(aq)}$	-0,69
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	-0,44
$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Sn_{(s)}$	-0,14
$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$	0,00
$Sn^{4+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Sn^{2+}_{(aq)}$	0,15
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$	0,34
$Ag^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)}$	0,80
$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	1,23
$Cr_2O_7^{2-}_{(aq)} + 14H^+_{(aq)} + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+}_{(aq)} + 7H_2O$	1,33
$Au^{3+}_{(g)} + 3e^- \rightleftharpoons Au_{(s)}$	1,50
$H_2O_{2(aq)} + 2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	1,77
$Co^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Co^{2+}_{(aq)}$	1,82
$F_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-_{(aq)}$	2,87



cebidos (Usberco e Salvador, 1995). Para este, os números são 2 e 4, respectivamente, e seu m.m.c. é igual a 4. Esse valor indica o número total de elétrons envolvidos e, para isso, é necessário multiplicar a equação 3 por 2. É bom assinalar que, sempre que multiplicar as reações por um número qualquer, os valores de  $E^\circ$  não são alterados.

O oxigênio,  $O_{2(g)}$ , em meio aquoso é o agente oxidante, pois ele oxida a prata metálica,  $Ag_{(s)}$ , de 0 para +1. Por outro lado, a prata metálica,  $Ag_{(s)}$ , é o agente redutor, sendo responsável pela redução do oxigênio de 0 para -2. O íon sulfeto ( $S^{2-}$ ), proveniente da dissociação dos compostos sulfurados liberados durante o cozimento excessivo, reage com a prata oxidada,  $Ag^+_{(aq)}$ , para formar uma camada escura de  $Ag_2S_{(s)}$  na superfície do objeto de prata. A diferença de potencial elétrica positiva para a reação global,  $\Delta E^\circ = 1,92 V$ , indica que o processo de transferência de elétrons entre a  $Ag_{(s)}$  e o  $O_{2(g)}$  ocorre espontaneamente.

#### Limpeza do objeto de prata

Decorridos três minutos da inserção do objeto de prata no copo forrado internamente com papel alumínio contendo a solução salina de NaCl, observa-se que a superfície do objeto de prata que, anteriormente passou pelo processo de escurecimento, perde a coloração preta, voltando a exibir o seu brilho original (Figura 1(b)). Essa limpeza também foi aplicada em um brinco de prata (Figura

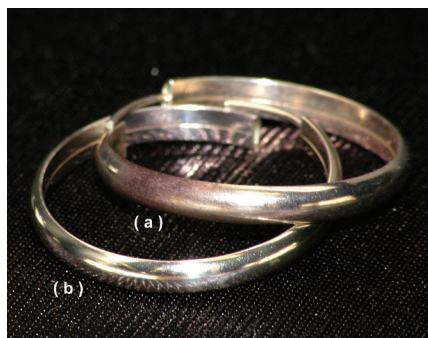
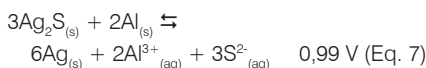
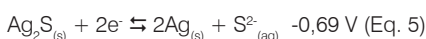


Figura 2: (a) Brinco de prata escurecido naturalmente pela formação de uma camada escura, fina e insolúvel de sulfeto de prata,  $Ag_2S_{(s)}$ . (b) Redução da  $Ag^+_{(aq)}$  no sulfeto de prata,  $Ag_2S_{(s)}$ . Resgate de seu brilho original.

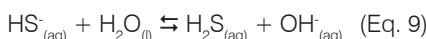
2(a)) escurecido naturalmente (Figura 2(b)) pelo uso constante.

As equações 5 e 6 mostram respectivamente as semi-reações de redução do sulfeto de prata,  $Ag_2S_{(s)}$ , e de oxidação do alumínio metálico,  $Al_{(s)}$ , além da reação global (equação 7), que representa o processo de limpeza do objeto de prata (Tabela 1):



Nesse caso, o m.m.c. entre os números de elétrons perdidos e recebidos entre as espécies  $Al_{(s)}$  e  $Ag_2S_{(s)}$  são 3 e 2, respectivamente. Seu m.m.c. é igual a 6, indicando a participação de 6 elétrons no total. Assim, é necessário multiplicar a equação 5 por 3 e a equação 6 por 2.

O sulfeto de prata,  $Ag_2S_{(s)}$ , é o agente oxidante, pois ele oxida o alumínio metálico,  $Al_{(s)}$ , de 0 para +3. Por outro lado, o alumínio metálico,  $Al_{(s)}$ , é o agente redutor, sendo responsável pela redução da  $Ag^+_{(aq)}$  no sulfeto de prata,  $Ag_2S_{(s)}$ , de +1 para 0. Haverá oxidação do  $Al_{(s)}$  com liberação de íons  $Al^{3+}_{(aq)}$  na solução e migração dos elétrons em direção à superfície do objeto de prata, no qual a  $Ag^+_{(aq)}$  no sulfeto de prata,  $Ag_2S_{(s)}$ , é reduzido a  $Ag_{(s)}$ , liberando  $S^{2-}_{(aq)}$ , que se hidrolisa em duas etapas (equação 8 e 9):



Com essa reação, forma-se  $H_2S_{(aq)}$ , que é liberado da solução na forma gasosa,  $H_2S_{(g)}$ , deixando o ambiente com odor característico fétido. A migração dos elétrons entre  $Al_{(s)}$  e  $Ag_2S_{(s)}$  ocorre pelo contato entre essas espécies, sendo que a solução de  $NaCl_{(aq)}$  promove essa migração e também o balanço de cargas da solução.

A diferença de potencial elétrico positiva para a reação global,  $\Delta E^\circ = 0,99 V$ , indica que o processo de

transferência de elétrons entre o  $Al_{(s)}$  e  $Ag_2S_{(s)}$  ocorre espontaneamente.

### Considerações finais

O presente artigo apresentou dois procedimentos experimentais simples, que ilustram o conceito de reações de oxidação-redução. É possível observar o escurecimento de uma peça de prata quando esta é colocada em contato com sulfeto ( $S^{2-}$ ), proveniente da dissociação de compostos sulfurados liberados durante o cozimento excessivo de ovos, imitando, de uma forma acelerada, a reação que ocorreria normalmente no decorrer do seu uso por uma pessoa. Essa camada de  $Ag_2S_{(s)}$  formada pode ser removida quando a peça de prata é colocada em contato com alumínio metálico em uma solução contendo NaCl, resgatando assim, o brilho original.

### Questões que podem ser trabalhadas pelos professores

- 1) O que é uma reação de oxidação-redução?
- 2) Qual o requisito básico para se prever a espontaneidade de uma reação de oxidação-redução?
- 3) O que indica o valor de potencial-padrão que cada semi-reação de redução apresenta?
- 4) Compare o potencial-padrão de redução do sulfeto de prata,  $Ag_2S_{(s)}$ , em relação ao do alumínio metálico,  $Al_{(s)}$ . Por que  $Ag^+_{(aq)}$  no  $Ag_2S_{(s)}$  sofre redução?

### Agradecimentos

Os autores agradecem a Kadu Neves, pelas fotos, e a CAPES, CNPq e FAPESP pelos recursos concedidos.

**Elen Romão Sartori** (elensartori@dq.ufscar.br), bacharel pela Universidade Estadual de Maringá (UEM), é mestre e doutoranda em Ciências (Química Analítica) pelo Programa de Pós-Graduação em Química do Departamento de Química da Universidade Federal de São Carlos (UFSCar).

**Érica Ferreira Batista** (erica\_quim@yahoo.com.br) é aluna do curso de Bacharelado em Química pela UFSCar. **Orlando Fatibello-Filho** (bello@dq.ufscar.br), licenciado em Química pela UFSCar, mestre em Físico-Química pelo IQSC-USP, doutor em Ciências (Química Analítica) e livre docente pelo Instituto de Química da USP (São Paulo), é professor titular do Departamento de Química da UFSCar.

## Referências

- CONN, E.E. e STUMPF, P.K. *Introdução à bioquímica*. Trad. L. Mennucci e cols. São Paulo: Edgard Blücher, 1984.
- DEAN, J.A. *Lange's handbook of chemistry*. 30ª ed. New York: Mc Graw-Hill, 1985.
- FELTRE, R. *Química: Físico-Química*. V. 2. 3ª ed. São Paulo: Moderna, 1990.
- GENTIL, V. *Corrosão*. 3ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 1996.

- MASTERTON, W.L. e SLOWINSKI, E.J. *Química geral superior*. 4ª ed. Trad. D.C. Dias Neto e A.F. Rodrigues. Rio de Janeiro: Interamericana, 1977.
- THIS, H. *Um cientista na cozinha*. 4ª ed. Trad. M. Bagno. São Paulo: Ática, 2001.
- USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química: Físico-Química*. V. 2. São Paulo: Saraiva, 1995.
- VOGEL, A. *Química analítica qualitativa*. 5ª ed. Trad. A. Gimeno. São Paulo: Mestre Jou, 1981.

## Para saber mais

- LOPES, A.R.C. Potencial de redução e eletronegatividade: obstáculo verbal. *Química Nova na Escola*, n. 4, p. 21-23, 1996.
- MERÇON, F.; GUIMARÃES, P.I.C. e MAINIER, F.B. Corrosão: um exemplo usual de fenômeno químico. *Química Nova na Escola*, n. 19, p. 11-14, 2004.
- PALMA, M.H.C. e TIERA, V.A.O. Oxidação de metais. *Química Nova na Escola*, n. 18, p. 52-54, 2003.

**Abstract:** Darkening and cleaning of silver objects - a simple and easy experiment involving oxidation and reduction reactions. In this article, it is described a simple and easy experiment based on reactions of oxidation-reduction in the darkening and cleaning, silver's objects such as ears and spiral wire. This experiment helps the students understanding the concepts of oxidation-reduction reactions, and help them understand and solving several daily phenomenons of chemistry.

**Keywords:** oxidation-reduction reactions, silver objects, silver cleaning

## Nota

# Assessores QNEsc 2008

Gostaríamos de agradecer aos assessores que colaboraram, ao longo de 2008, emitindo pareceres sobre os artigos submetidos para publicação em *Química Nova na Escola*:

Adjane da Costa Tourinho e Silva - UFS  
Agnaldo Arroio - USP  
Agustina Echeverria - UFG  
Alfredo Luis M. L. Mateus - UFMG  
Alice Ribeiro Casimiro Lopes - UERJ  
Ana Luiza de Quadros - UFMG  
Andréa Horta Machado - UFMG  
Ângela Fernandes Campos - UFRPE  
Anna Maria Pessoa de Carvalho - USP  
Antonia Marli dos Santos - UNESP  
Antonio Cachapuz - Univ. Aveiro  
Antonio Carlos R. Amorim - UNICAMP  
Antônio Rogério Fiorucci - UEMS  
Arnaldo Alves Cardoso - UNESP  
Attico Inacio Chassot - UNISINOS  
Bayardo Baptista Torres - USP  
Berenice Álvares Rosito - PUC/RS  
Bernardo Jefferson de Oliveira - UFMG  
Carlos Alberto Lombardi Filgueiras - UFRJ  
Carlos Alberto Marques - UFSC  
Carmen Fernandez - USP  
Célia Maria Soares Gomes Sousa - UNB  
Clarice Sumi Kawasaki - USP  
Cláudio Airoidi - UNICAMP  
Daisy de Brito Rezende - USP  
Denise Curi - Col. Bandeirantes  
Edênia Maria Ribeiro do Amaral - UFRPE  
Edson Aparecido Abdul Nour - UNICAMP  
Eduardo Bessa Azevedo - USP  
Eduardo Galembeck - UNICAMP  
Edvaldo Sabadini - UNICAMP  
Elio Carlos Ricardo - USP  
Elizabeth Lustosa Costa - UFS  
Elizabeth Tunes - UnB  
Ermelinda Moutinho Pataca - USP  
Fábio Merçon - UERJ  
Fernanda V. Almeida - IBAMA  
Flávia Maria Teixeira dos Santos - UFRGS  
Flávia Rezende - UFRJ

Flávio Maximiano - USP  
Glaura Goulart Silva - UFMG  
Helena Capetti Callai - UNIJUI  
Hélio Anderson Duarte - UFMG  
Irene Cristina de Mello - UFMT  
Irlan von Linsingen - UFSC  
Isabel Martins - UFRJ  
Joanez Aparecida Aires - UFRP  
Joice de Aguiar Baptista - UnB  
José Augusto Rodrigues - UNICAMP  
José Cláudio Del Pino - UFRGS  
José de Alencar Simoni - UNICAMP  
José Luís de Paula Barros Silva - UFBA  
José Vicente Lima Robaina - ULBRA  
Júlio Carlos Afonso - UFRJ  
Julio Cezar Foschini Lisbôa - USP  
Karem Soraia Garcia Marquez - FSA  
Lenir Basso Zanon - UNIJUI  
Lilavate Izapovitz Romanelli - UFMG  
Luiz Carlos Gomide Freitas - UFSCar  
Luiz Henrique Ferreira - UFSCar  
Mansur Lutfi - UNICAMP  
Marcelo Brito Leão - UFRPE  
Marcelo Giordan - USP  
Marcelo Leandro Eichler - UFRGS  
Maria Ângela V. Almeida - UFRPE  
Maria Arminda P.S. Carvalho - Univ. Coimbra  
Maria da Conceição Marinho Oki - UFBA  
Maria do Carmo Galiuzzi - FURG  
Maria Eliza M. Dai de Carvalho - UFMG  
Maria Emília C. Castro Lima - UFMG  
Maria Helena Roxo Beltran - PUC/SP  
Maria Inês Petrucci Rosa - UNICAMP  
Maria José Araújo Sales - UnB  
Marli Dallagnol Frison - UNIJUI  
Marlon Soares - UFG  
Matthieu Tubino - UNICAMP  
Maurício dos Santos Matos - USP  
Maurivan Güntzel Ramos - PUC/RS

Milton Antônio Auth - UNIJUI  
Murilo Cruz Leal - UFSJ  
Nelson Orlando Beltran - ENSG  
Nelson Rui Ribas Bejarano - UFBA  
Nidia Franca Roque - UFBA  
Nivaldo Baccan - UNICAMP  
Orlando Fatibello Filho - UFSCar  
Patrícia Benedini Martelli - UFSJ  
Patrícia Busko Di Vita - USP  
Patrícia F. Lootens Machado - UnB  
Paulo Alves Porto - USP  
Paulo Anselmo Ziani Suarez - UnB  
Paulo César Pinheiro - UFSJ  
Paulo Rogério Miranda Correia - USP  
Paulo Sérgio Lacerda Beirão - UFMG  
Pedro Antonio Muniz Vazquez - UNICAMP  
Per Christian Braathen - UNIVIÇOSA  
Raul Vicenzi - UNIJUI  
Regina Maria de Almeida Neves - IMES  
Rejane Maria Ghisolfi Silva - UFU  
Rejane Martins Novais Barbosa - UFRPE  
Ricardo Gauche - UnB  
Roberta Lourenço Ziolli - PUC/RJ  
Roberto Ribeiro da Silva - UnB  
Rochel Montero Lago - UFMG  
Rochele de Quadros Loguércio - UFRGS  
Rogério Custódio - UNICAMP  
Romeu Cardozo Rocha - Filho - UFSCar  
Roque Moraes - PUC/RS  
Rosária da Silva Justi - UFMG  
Roseli Pacheco Schnetzler - UNIMEP  
Rosenira Serpa da Cruz - UESC  
Salette Linhares Queiroz - USP  
Sonia Krapas Teixeira - UFF  
Sônia Maria Nobre Gimenez - UEL  
Soraia Freaza Lôbo - UFBA  
Waldmir N. de Araújo Neto - CEFET/RJ  
Wildson Luiz Pereira dos Santos - UnB