

caderno do
PROFESSOR

QUÍMICA



ensino médio
2ª SÉRIE
volume 4 - 2009



GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO

Governador
José Serra

Vice-Governador
Alberto Goldman

Secretário da Educação
Paulo Renato Souza

Secretário-Adjunto
Guilherme Bueno de Camargo

Chefe de Gabinete
Fernando Padua

Coordenadora de Estudos e Normas
Pedagógicas
Valéria de Souza

Coordenador de Ensino da Região
Metropolitana da Grande São Paulo
José Benedito de Oliveira

Coordenador de Ensino do Interior
Rubens Antonio Mandetta

Presidente da Fundação para o
Desenvolvimento da Educação – FDE
Fábio Bonini Simões de Lima

EXECUÇÃO

Coordenação Geral
Maria Inês Fini

Concepção
Guiomar Namó de Mello
Lino de Macedo
Luis Carlos de Menezes
Maria Inês Fini
Ruy Berger

GESTÃO
Fundação Carlos Alberto Vanzolini

Presidente do Conselho Curador:
Antonio Rafael Namur Muscat

Presidente da Diretoria Executiva:
Mauro Zilbovicius

**Diretor de Gestão de Tecnologias
aplicadas à Educação:**
Guilherme Ary Plonski

Coordenadoras Executivas de Projetos:
Beatriz Scavazza e Angela Sprenger

COORDENAÇÃO TÉCNICA
CENP – Coordenadoria de Estudos e Normas
Pedagógicas

Coordenação do Desenvolvimento dos Conteúdos Programáticos e dos Cadernos dos Professores

Ghisleine Trigo Silveira

AUTORES

Ciências Humanas e suas Tecnologias

Filosofia: Paulo Miceli, Luiza Christov, Adilton
Luis Martins e Renê José Trentin Silveira

Geografia: Angela Corrêa da Silva, Jaime Tadeu
Oliva, Raul Borges Guimarães, Regina Araujo,
Regina Célia Bega dos Santos e Sérgio Adas

História: Paulo Miceli, Diego López Silva,
Glaydson José da Silva, Mônica Lungov Bugelli e
Raquel dos Santos Funari

Sociologia: Heloisa Helena Teixeira de Souza
Martins, Marcelo Santos Masset Lacombe,
Melissa de Mattos Pimenta e Stella Christina
Schrijnemaekers

Ciências da Natureza e suas Tecnologias

Biologia: Ghisleine Trigo Silveira, Fabiola Bovo
Mendonça, Felipe Bandoni de Oliveira, Lucilene
Aparecida Esperante Limp, Maria Augusta
Querubim Rodrigues Pereira, Olga Aguiar
Santana, Paulo Roberto da Cunha, Rodrigo
Venturoso Mendes da Silveira e Solange Soares
de Camargo

Ciências: Ghisleine Trigo Silveira, Cristina
Leite, João Carlos Miguel Tomaz Micheletti
Neto, Julio César Foschini Lisbôa, Lucilene
Aparecida Esperante Limp, Maira Batistoni
e Silva, Maria Augusta Querubim Rodrigues
Pereira, Paulo Rogério Miranda Correia, Renata
Alves Ribeiro, Ricardo Rechi Aguiar, Rosana dos
Santos Jordão, Simone Jaconetti Ydi e Yassuko
Hosoume

Física: Luis Carlos de Menezes, Estevam
Rouxinol, Guilherme Brockington, Ivã Gurgel, Luis
Paulo de Carvalho Piassi, Marcelo de Carvalho
Bonetti, Maurício Pietrocola Pinto de Oliveira,
Maxwell Roger da Purificação Siqueira, Sonia
Salem e Yassuko Hosoume

Química: Maria Eunice Ribeiro Marcondes,
Denilse Moraes Zambom, Fabio Luiz de Souza,
Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto, Isis Valença de
Sousa Santos, Luciane Hiromi Akahoshi, Maria
Fernanda Penteadado Lamas e Yvone Mussa
Esperidião

Linguagens, Códigos e suas Tecnologias

Arte: Gisa Picosque, Mirian Celeste Martins,
Geraldo de Oliveira Suzigan, Jéssica Mami Makino
e Sayonara Pereira

Educação Física: Adalberto dos Santos Souza,
Jocimar Daolio, Luciana Venâncio, Luiz Sanchez
Neto, Mauro Betti e Sérgio Roberto Silveira

LEM – Inglês: Adriana Ranelli Weigel Borges, Alzira
da Silva Shimoura, Lívia de Araújo Donnini Rodrigues,
Priscila Mayumi Hayama e Sueli Salles Fidalgo

Língua Portuguesa: Alice Vieira, Débora Mallet
Pezarim de Angelo, Eliane Aparecida de Aguiar,
José Luís Marques López Landeira e João Henrique
Nogueira Mateos

Matemática

Matemática: Nilson José Machado, Carlos
Eduardo de Souza Campos Granja, José Luiz
Pastore Mello, Roberto Perides Moisés, Rogério
Ferreira da Fonseca, Ruy César Pietropaolo e
Walter Spinelli

Caderno do Gestor

Lino de Macedo, Maria Eliza Fini e Zuleika de Felice
Murrrie

Equipe de Produção

Coordenação Executiva: Beatriz Scavazza

Assessores: Alex Barros, Beatriz Blay, Carla de
Meira Leite, Eliane Yambanis, Heloisa Amaral Dias
de Oliveira, José Carlos Augusto, Luiza Christov,
Maria Eloisa Pires Tavares, Paulo Eduardo Mendes,
Paulo Roberto da Cunha, Pepita Prata, Renata Elsa
Stark, Ruy César Pietropaolo, Solange Wagner
Locatelli e Vanessa Dias Moretti

Equipe Editorial

Coordenação Executiva: Angela Sprenger

Assessores: Denise Blanes e Luis Márcio Barbosa

Projeto Editorial: Zuleika de Felice Murrrie

Edição e Produção Editorial: Conexão Editorial,
Edições Jogo de Amarelinha, Jairo Souza Design
Gráfico e Occy Design (projeto gráfico)

APOIO

FDE – Fundação para o Desenvolvimento da Educação

CTP, Impressão e Acabamento

Imprensa Oficial do Estado de São Paulo

A Secretaria da Educação do Estado de São Paulo autoriza a reprodução do conteúdo do material de sua titularidade pelas demais secretarias de educação do país, desde que mantida a integridade da obra e dos créditos, ressaltando que direitos autorais protegidos* deverão ser diretamente negociados com seus próprios titulares, sob pena de infração aos artigos da Lei nº 9.610/98. * Constituem "direitos autorais protegidos" todas e quaisquer obras de terceiros reproduzidas no material da SEE-SP que não estejam em domínio público nos termos do artigo 41 da Lei de Direitos Autorais.

Catálogo na Fonte: Centro de Referência em Educação Mario Covas

S239c São Paulo (Estado) Secretaria da Educação.
Caderno do professor: química, ensino médio – 2ª série, volume 4 / Secretaria da Educação; coordenação geral, Maria Inês Fini; equipe, Denilse Moraes Zambom, Fabio Luiz de Souza, Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto, Isis Valença de Sousa Santos, Luciane Hiromi Akahoshi, Maria Eunice Ribeiro Marcondes, Maria Fernanda Penteadado Lamas, Yvone Mussa Esperidião. – São Paulo : SEE, 2009.
ISBN 978-85-7849-444-5
1. Química 2. Ensino Médio 3. Estudo e ensino I. Fini, Maria Inês. II. Zambom, Denilse Moraes. III. Souza, Fabio Luiz de. IV. Peixoto, Hebe Ribeiro da Cruz. V. Santos, Isis Valença de Sousa. VI. Akahoshi, Luciane Hiromi. VII. Marcondes, Maria Eunice Ribeiro. VIII. Lamas, Maria Fernanda Penteadado. IX. Esperidião, Yvone Mussa. X. Título.
CDU: 373.5:54

Caras professoras e caros professores,

Este exemplar do Caderno do Professor completa o trabalho que fizemos de revisão para o aprimoramento da Proposta Curricular de 5^a a 8^a séries do Ensino Fundamental – Ciclo II e do Ensino Médio do Estado de São Paulo.

Graças às análises e sugestões de todos os professores pudemos finalmente completar um dos muitos recursos criados para apoiar o trabalho em sala de aula.

O conjunto dos Cadernos do Professor constitui a base estrutural das aprendizagens fundamentais a serem desenvolvidas pelos alunos.

A riqueza, a complementaridade e a marca de cada um de vocês nessa elaboração foram decisivas para que, a partir desse currículo, seja possível promover as aprendizagens de todos os alunos.

Bom trabalho!

Paulo Renato Souza

Secretário da Educação do Estado de São Paulo

SUMÁRIO

São Paulo faz escola – Uma Proposta Curricular para o Estado 5

Ficha do Caderno 7

Orientação sobre os conteúdos do Caderno 8

Situações de Aprendizagem 9

Situação de Aprendizagem 1 – Aplicações das transformações químicas que ocorrem com o envolvimento de eletricidade 9

Situação de Aprendizagem 2 – Estudando o processo da eletrólise 14

Situação de Aprendizagem 3 – Como funcionam as pilhas 21

Situação de Aprendizagem 4 – Impactos ambientais relacionados ao uso de pilhas, baterias e ao processo de eletrólise 33

Propostas de Situação de Recuperação 37

Propostas de questões para avaliação 38

Recursos para ampliar a perspectiva do professor e do aluno para a compreensão do tema 40

SÃO PAULO FAZ ESCOLA – UMA PROPOSTA CURRICULAR PARA O ESTADO

Caros(as) professores(as),

Este volume dos Cadernos do Professor completa o conjunto de documentos de apoio ao trabalho de gestão do currículo em sala de aula enviados aos professores em 2009.

Com esses documentos, a Secretaria espera apoiar seus professores para que a organização dos trabalhos em sala de aula seja mais eficiente. Mesmo reconhecendo a existência de classes heterogêneas e numerosas, com alunos em diferentes estágios de aprendizagem, confiamos na capacidade de nossos professores em lidar com as diferenças e a partir delas estimular o crescimento coletivo e a cooperação entre eles.

A estruturação deste volume dos Cadernos procurou mais uma vez favorecer a harmonia entre o que é necessário aprender e a maneira mais adequada, significativa e motivadora de ensinar aos alunos.

Reiteramos nossa confiança no trabalho dos professores e mais uma vez ressaltamos o grande significado de sua participação na construção dos conhecimentos dos alunos.

Maria Inês Fini

Coordenadora Geral
Projeto São Paulo Faz Escola



FICHA DO CADERNO

Metais e sua utilização em pilhas e na galvanização

Nome da disciplina: Química

Área: Ciências da Natureza e suas Tecnologias

Etapa da educação básica: Ensino Médio

Série: 2^a

Volume: 4

Temas e conteúdos: Importância das transformações químicas que envolvem energia elétrica para o sistema produtivo
Reações de oxidorredução
Eletrólise
Pilhas
Reatividade de metais
Galvanização
Questões ambientais relacionadas ao uso de pilhas, baterias e ao processo de eletrólise

O RIENTAÇÃO SOBRE OS CONTEÚDOS DO CADERNO

Neste volume, serão estudadas as transformações químicas que ocorrem com o envolvimento de eletricidade, suas aplicações tecnológicas e os aspectos ambientais relacionados a elas. Ao estudar as aplicações das pilhas, das baterias e dos processos de eletrólise, os alunos poderão compreender as reações de oxidorredução que estão neles envolvidas dos pontos de vista macro e microscópico.

O estudo terá início com uma discussão sobre a importância das pilhas e dos processos de eletrólise no sistema produtivo e na vida em sociedade.

Em um segundo momento, a realização de uma eletrólise ajudará o aluno a perceber que a energia elétrica pode gerar transformações químicas. A aplicação de modelos microscópicos que expliquem as observações realizadas permitirá a construção do conceito de oxidorredução.

A montagem de uma pilha permitirá ao estudante conhecer que existem transformações químicas que geram energia elétrica e como funciona uma pilha. O conceito de reação de oxidorredução é retomado.

A construção de uma série de reatividade

torna possível a compreensão de que se pode prever se ocorrerão reações de oxidorredução.

Finalizando o volume, é proposto um estudo sobre impactos ambientais associados ao uso de pilhas, baterias e processos de eletrólise.

As estratégias propostas ao longo das Situações de Aprendizagem – realização e discussão de experimentos, leituras de textos, pesquisas e debates – buscam desenvolver habilidades e competências como: **a.** compreender a importância das pilhas e baterias para o sistema produtivo, conhecendo suas aplicações e os impactos decorrentes da sua utilização, e refletir sobre o consumo e o descarte conscientes; **b.** observar, coletar dados experimentais sobre as transformações químicas que ocorrem com o envolvimento de corrente elétrica e interpretá-los; **c.** compreender que as transformações químicas podem produzir corrente elétrica e que essa pode ser gerada por meio de transformações químicas e vice-versa; **d.** aplicar modelos sobre a constituição da matéria para explicar o funcionamento das pilhas e os processos de eletrólise; **e.** compreender que os metais e seus íons possuem diferentes reatividades e aplicar esse conceito para prever a ocorrência de transformações químicas; **f.** representar transformações de oxidorredução.

SITUAÇÕES DE APRENDIZAGEM

SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 1 APLICAÇÕES DAS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS QUE OCORREM COM O ENVOLVIMENTO DE ELETRICIDADE

Esta primeira Situação de Aprendizagem tem por objetivo contextualizar o estudo das transformações que ocorrem com o envolvimento de eletricidade. Para tanto, serão estudadas algumas aplicações dessas transformações, que podem ser observadas em pilhas, em

baterias e nos processos de eletrólise. As atividades serão organizadas de forma a desencadear questões e ideias sobre o funcionamento dos dispositivos estudados para que, então, seja desenvolvido e aprofundado o estudo das reações envolvidas nesses processos.

Tempo previsto: 2 aulas.

Conteúdos e temas: aplicações das transformações que ocorrem com o envolvimento de eletricidade – pilhas e eletrólise.

Competências e habilidades: reconhecer que existem transformações químicas que ocorrem com o envolvimento de eletricidade; perceber a importância dessas transformações no sistema produtivo.

Estratégias de ensino: coleta de ideias prévias com elaboração de frases; leitura e discussão de texto.

Recursos: texto.

Avaliação: participação, envolvimento e respostas dadas às questões propostas.

Atividade 1

Você, professor, pode começar a atividade com o levantamento das ideias dos alunos sobre o assunto proposto. Durante a discussão, comente com os alunos sobre algumas palavras-chave que poderão orientá-los, como “energia elétrica”, “transformações químicas”, “pilhas”, “galvanoplastia”, “baterias”,

“metais”, “meio ambiente”, “reciclagem” e outras relacionadas ao tema em estudo. Peça a cada um que elabore duas ou três frases usando pelo menos duas das palavras-chave. As frases serão registradas pelos alunos em seus cadernos e guardadas até o final do bimestre, quando serão retomadas e analisadas novamente por eles. Essa análise final poderá servir como um dos instrumentos de avaliação

do bimestre (no Caderno do Aluno – CA, essas ações correspondem à Atividade 1).

Atividade 2

O trabalho pode prosseguir com a leitura e a discussão de textos que tratem das aplica-

ções das transformações químicas que ocorrem com o envolvimento de corrente elétrica. A seguir, são apresentados um texto e algumas questões a título de sugestão (no CA, o texto e as questões propostas correspondem à Atividade 2).

Transformações químicas e eletricidade

Isis Valença de Sousa Santos e
Maria Fernanda Penteadó Lamas

Em nosso dia a dia, presenciamos muitos fenômenos que ocorrem com o envolvimento de eletricidade (os raios que caem em uma tempestade, o funcionamento de diversos eletrodomésticos ou a atração dos nossos cabelos por um pente plástico, quando os penteamos em um dia seco). Sabemos também que a corrente elétrica pode ser conduzida de diferentes formas através de diversos materiais (condutibilidade iônica ou eletrônica). Agora, poderíamos nos perguntar: Como é possível obter energia elétrica?

Há muitas formas de se obter energia elétrica; algumas delas ocorrem por meio de pilhas e baterias. As baterias são usadas no funcionamento de celulares, computadores portáteis (*laptops*), automóveis, veículos elétricos, câmeras digitais, aparelhos auditivos, em aplicações aeronáuticas e em edifícios, geralmente empregadas em iluminação de emergência ou como unidades de potência auxiliar, caso do *nobreak*, dispositivo que fornece energia durante certo tempo após a queda do fornecimento pela rede.

Nesses casos, a obtenção de corrente elétrica se dá pela ocorrência de transformações químicas

e, para isso, normalmente são utilizados dois sólidos condutores associados a soluções aquosas condutoras ou pastas feitas com base em materiais iônicos.

Outra questão que poderia ser feita: Considerando que, nas pilhas, a corrente elétrica é gerada a partir de transformações químicas, será que o contrário também ocorre, ou seja, será que a corrente elétrica pode causar transformações químicas?

A resposta a essa questão pode ser encontrada quando se estuda os processos de obtenção do alumínio, do cobre e da soda cáustica ou o revestimento de superfícies metálicas com outros metais (galvanoplastia). Nesses casos, ocorre o que chamamos de eletrólise, ou seja, a passagem de corrente elétrica causa transformações químicas.

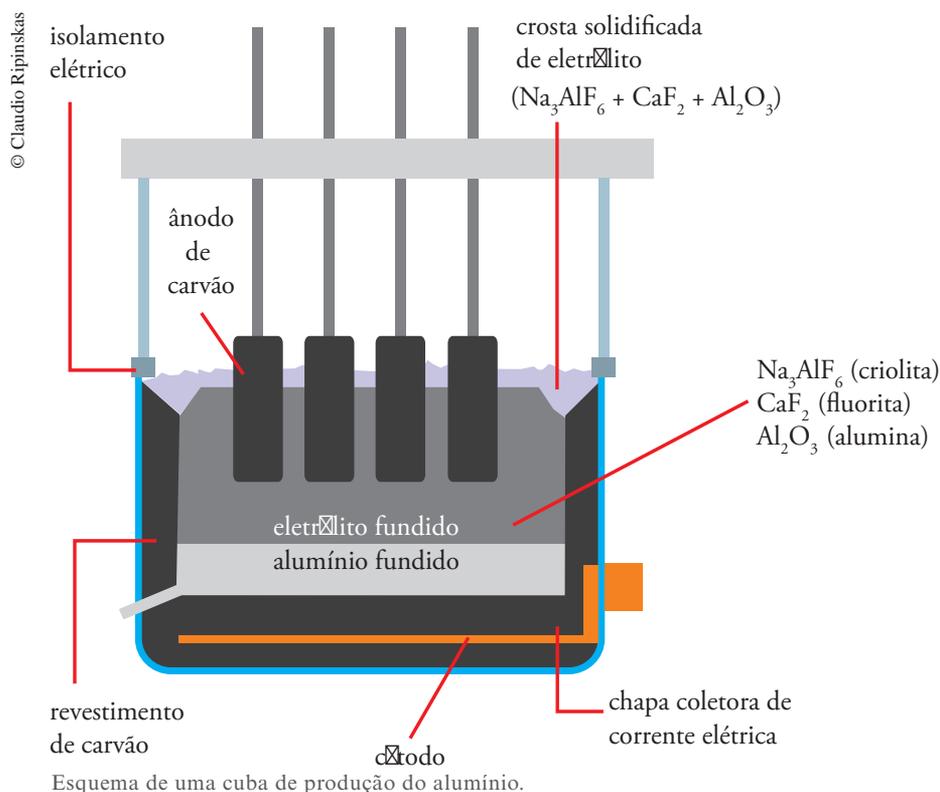
Eletrólise, a obtenção de metais e a indústria cloro-álcali

O alumínio é obtido com base na bauxita – minério de alumínio composto principalmente de óxidos de alumínio hidratados – que, ao interagir com uma solução de soda cáustica, sofre transformações químicas, produzindo a alumina (Al_2O_3).

Esse material é, então, submetido à eletrólise a altas temperaturas, produzindo o alumínio líquido, que é recolhido do fundo das cubas eletrolíticas.

Esse processo foi patenteado em 1886 e foi chamado de Hall-Héroult. Nesse ano, Charles

Hall produziu alumínio pela primeira vez a partir da eletrólise da alumina dissolvida em um banho de criolita fundida (Na_3AlF_6). Também nesse ano, Paul Héroult desenvolveu e patenteou um processo semelhante a esse. Isso explica por que o processo recebeu o nome dos dois inventores.



Os minérios mais comuns utilizados na obtenção de cobre são a calcopirita (CuFeS_2), a calcosita (Cu_2S), a azurita (CuCO_3) e a cuprita (Cu_2O). Os minérios são triturados, passam por processos de purificação, e os produtos são submetidos a vários tratamentos térmicos para que se obtenha uma mistura que contém cerca de 98% a 99% de cobre metálico. Essa mistura pode ser, então, novamente purificada, utilizando-se

um processo eletrolítico no qual se formará cobre com 99,98% de pureza.

A soda cáustica é uma importante matéria-prima industrial empregada na fabricação de gorduras, óleos, sabões e detergentes etc. Para obtê-la, uma solução de água e sal (salmoura) é submetida a um processo de eletrólise que produz soda cáustica, gás cloro (Cl_2) e gás hidrogênio (H_2).

Impacto ambiental causado por pilhas e similares

Além da tecnologia envolvida nos processos de obtenção de energia elétrica, é também importante atentar aos aspectos ambientais que estão relacionados às transformações que ocorrem com os materiais usados nesses processos.

Uma questão ambiental que tem sido bastante debatida é o destino que se deve dar a pilhas e baterias que não podem mais ser utilizadas. Alguns dos materiais metálicos que as compõem são tóxicos (compostos de chumbo, cádmio e mercúrio) e podem contaminar o solo e a água, causando problemas ao meio ambiente e, conseqüentemente, à saúde da população.

Para evitar esse tipo de problema, o Decreto nº 99.274, de 6 de junho de 1990, obriga os fabricantes de pilhas e baterias a recolhê-las após o uso e a providenciar a reciclagem de seus componentes ou um descarte ambientalmente adequado. Para que essa medida seja mais efetiva, é importante também que a população colabore não jogando pilhas usadas no lixo comum e encaminhando-as a locais onde os fabricantes possam recolhê-las.

O custo energético para produzir metais

No que se refere à utilização industrial dos processos de eletrólise, questões ambientais im-

portantes estão relacionadas ao consumo de energia elétrica. No caso da produção de alumínio, por exemplo, são necessários de 14 kWh a 16 kWh* para se produzir 1 quilograma do metal. Para se ter um parâmetro de comparação, 14 kW são suficientes para manter cerca de seis chuveiros elétricos ligados durante uma hora. Esse elevado consumo pode exigir que as fontes de energia elétrica de uma determinada região sejam diversificadas ou que o potencial de geração seja ampliado, podendo causar impactos significativos nos ecossistemas e na vida da população da região.

Conclusão

Percebe-se, então, que tanto os processos que geram eletricidade com base nas transformações químicas (pilhas e baterias) quanto aqueles em que a corrente elétrica é utilizada para provocar transformações químicas (processos eletrolíticos) têm muitas aplicações tecnológicas e envolvem uma complexa problemática ambiental. O estudo das transformações químicas envolvidas nesses processos auxiliará na compreensão dessas questões e na reflexão sobre a importância da adoção de posturas responsáveis com o meio ambiente.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

* O quilowatt-hora é uma unidade de energia que equivale a $3,6 \times 10^6$ joules ou $8,6 \times 10^5$ calorias.

Questões para análise do texto

1. Cite alguns dos usos das pilhas e baterias. Como a energia elétrica é obtida em pilhas e baterias?
2. Quais são os principais usos industriais dos processos eletrolíticos citados no texto? Por que o fornecimento de corrente elétrica é importante para esses processos?
3. Cite algumas das questões ambientais referentes ao uso de pilhas e baterias mencionadas no texto. Como a sociedade pode agir para minimizar essas questões?
4. Cite algumas das questões ambientais relacionadas ao emprego industrial dos processos de eletrólise. Quais seriam?
5. Discuta com seus colegas e tente escrever uma definição para pilha, bateria e eletrólise (no CA, esta questão está proposta como Desafio!).

Para saber mais

O COBRE e a sua obtenção. Disponível em: <<http://www.eletrica.ufpr.br/piazza/materiais/CarlosRojas.pdf>>. Acesso em: 1º ago. 2009. O artigo trata da obtenção do cobre metálico e das propriedades e aplicações desse metal.

DESENVOLVIMENTO sustentável: a obtenção do alumínio. Disponível em: <http://www.abal.org.br/desenvsust/processo_reducao.asp>. Acesso em: 1º ago. 2009. Site da Associação Brasileira do Alumínio. Traz informações como obtenção, aplicação, importância desse metal e outras.

www.abal.org.br/desenvsust/processo_reducao.asp>. Acesso em: 1º ago. 2009. Site da Associação Brasileira do Alumínio. Traz informações como obtenção, aplicação, importância desse metal e outras.

LABORATÓRIO de Química do estado sólido. Disponível em: <http://lqes.iqm.unicamp.br/canal_cientifico/lqes_responde/lqes_responde_pilhas_descarte.html>. Acesso em: 1º ago. 2009. Traz a resolução do Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama) sobre o descarte de pilhas e baterias.

As questões podem ser respondidas pelos alunos em pequenos grupos; em seguida, pode-se retomar e discutir as respostas dadas, finalizando a atividade.

Grade de avaliação da Situação de Aprendizagem 1

A avaliação desta Situação de Aprendizagem poderá considerar a qualidade da participação e do envolvimento dos alunos ao criarem as frases e responderem às questões propostas. As respostas das questões de 1 a 4 podem ser retiradas do texto, desde que seja feita uma leitura cuidadosa. A resposta da questão 5 permite que os alunos sintetizem, com base no texto lido, a ideia de que a eletrólise é um processo no qual a energia elétrica produz uma transformação química e a pilha é um processo no qual uma transformação química gera energia elétrica.

SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 2 ESTUDANDO O PROCESSO DA ELETRÓLISE

Nesta Situação de Aprendizagem, os alunos realizarão uma eletrólise e, ao elaborar explicações para suas observações, aplicarão os conhecimentos que já possuem sobre

a constituição da matéria e compreenderão o que ocorre em nível microscópico durante os processos de oxidorredução.

Tempo previsto: 4 aulas.

Conteúdos e temas: eletrólise; reações de oxidorredução.

Competências e habilidades: análise de dados experimentais para relacioná-los a modelos microscópicos estudados; compreensão do conceito de reação de oxidorredução.

Estratégias de ensino: obtenção e análise de dados experimentais.

Recursos: materiais para a realização do experimento.

Avaliação: participação; respostas às questões propostas.

Atividade 1 – Parte 1

O estudo pode ser iniciado com a retomada do processo da eletrólise, explicitando que envolve a ocorrência de transformações químicas com o fornecimento de eletricidade.

Em seguida, pode ser feito um estudo experimental desse processo. Para isso, sugere-se a utilização de duas placas de cobre, solução de CuSO_4 e uma fonte de corrente contínua ou pilhas. É importante que os alunos compreendam as diferentes transformações que ocorrem no cátodo e no ânodo* desse sistema e, a partir daí, entendam o que acontece durante o processo de oxidorredução.

* Também são usadas as formas catodo e anodo.

Para isso, propõe-se que se inicie o trabalho com a análise de um processo de oxidorredução espontâneo, em que é perceptível a redução dos íons metálicos. Dessa forma, os alunos poderão perceber que, nesse processo, os íons em solução são transformados em metal. A compreensão desse fato será importante para que compreendam o processo de eletrólise como um todo.

Uma sugestão de roteiro é apresentada a seguir. Você pode realizar esse experimento, que é bastante simples, de maneira demonstrativa. No entanto, se for possível, os alunos podem ser divididos em grupos para sua realização. Caso não seja possível a realização do experimento, você pode fazer um desenho do sistema em estudo na lousa e descrever o que acontece.

Antes de iniciar o experimento (ou a explicação), pode-se propor a questão a seguir:

O que você acha que ocorre se colocarmos um pedaço de palha de aço (constituída principalmente pelo metal ferro) em uma solução contendo sulfato de cobre, ou seja, em uma solução contendo íons Cu^{2+} ? (No CA, esta questão inicia a Atividade 1.)

Os alunos provavelmente não saberão, pois esse tipo de conhecimento não faz parte do senso comum. A intenção da pergunta é focar a atenção dos alunos para a evidência que será observada no experimento a seguir (no CA, este experimento faz parte da Atividade 1).

Experimento 1 – Estudando a interação entre palha de aço e solução de sulfato de cobre

Materiais

- ▶ 1 pedaço de palha de aço;
- ▶ 2 copos de vidro incolor;
- ▶ 100 mL de solução de CuSO_4 , aproximadamente $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (2,5 colheres de chá para 100 mL de solução);
- ▶ 1 colher de sopa;
- ▶ 1 pires.

Procedimento

- ▶ Coloque cerca de 50 mL de solução de CuSO_4 (sulfato de cobre) em um copo (solução A). Observe sua cor e reserve o sistema para futura comparação (a cor da solução é azulada).
- ▶ Coloque cerca de 50 mL de solução de CuSO_4 em outro copo (solução B).

- ▶ Mergulhe, com o auxílio da colher, uma das partes da palha de aço na solução do copo B por cerca de 2 minutos. Reserve a outra parte para futura comparação.
- ▶ Com a colher, retire a palha de aço da solução de CuSO_4 e coloque-a sobre um pires.
- ▶ Anote as características finais da palha de aço e compare a cor das soluções A e B. (A palha de aço fica com uma cor de cobre metálico. Você pode levar um fio de cobre e mostrar aos alunos para que vejam a cor. A cor da solução do copo A não se modificou e a cor da solução do copo B ficou azul mais claro; dependendo da quantidade de palha de aço, a solução chega a ficar transparente.)
- ▶ Represente por meio de desenhos o estado inicial e o estado final do sistema em estudo. Não se esqueça de anotar quais reagentes foram utilizados e quais foram as modificações observadas (no CA, consta na Lição de Casa).

Questões para análise do experimento*

1. Você diria que houve uma transformação química decorrente da interação entre a palha de aço e a solução de CuSO_4 ? Explique.
2. Sabendo que a solução de CuSO_4 tem uma coloração azulada por causa dos íons Cu^{2+} , relacione as mudanças observadas na palha de aço e na solução de CuSO_4 . Uma pode explicar a outra? Como?

Na primeira questão, espera-se que os alunos associem a observação de evidências à ocorrência de transformações químicas. A segunda questão deve auxiliá-los a compreender que o descoloramento da solução de CuSO_4 ocorreu em razão da transformação dos íons Cu^{2+} em cobre metálico. Não se espera, neste momento, que eles associem essa transformação ao processo de redução (ganho de elétrons) dos íons Cu^{2+} propriamente dito. Também não é necessário explicitar o processo de oxidação do ferro metálico que ocorre em paralelo. Essas ideias serão retomadas e aprofundadas mais adiante.

Experimento 2 – Estudando a interação entre placas de cobre e solução de CuSO_4 sem o fornecimento de corrente elétrica

Materiais

- ▶ 2 placas de cobre (aproximadamente 5 cm x 5 cm);

* No CA, estas questões constam na Lição de Casa.

Atividade 1 – Parte 2

O experimento proposto a seguir pode ser realizado por grupos de quatro a seis alunos, pois ficará mais fácil observarem o que ocorre. Se não for possível, você poderá realizá-lo de maneira demonstrativa e ajudar os alunos a registrar as observações (no CA, este experimento faz parte da Atividade 1 – Parte 2).

Antes de realizar o experimento, pode-se perguntar aos alunos:

Se você mergulhar uma placa de cobre em uma solução de sulfato de cobre (CuSO_4), haverá alguma transformação química? Justifique seu palpite (no CA, esta questão inicia a Atividade 1 – Parte 2).

Não se espera que os alunos saibam a resposta, porém alguns deles podem arriscar a responder que não, porque o íon cobre é igual ao metal da placa. Outros podem achar que sim.

- ▶ 1 béquer de 150 mL;
- ▶ 100 mL de solução de CuSO_4 , aproximadamente $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (5 colheres de chá para 100 mL de solução);
- ▶ palha de aço e detergente (polimento).

Procedimento

- ▶ Limpe as placas de cobre com a palha de aço e o detergente. Observe suas características iniciais e anote-as.
- ▶ Coloque cerca de 100 mL de solução de CuSO_4 no béquer. Observe suas características e anote-as.
- ▶ Mergulhe as duas placas de cobre na solução de sulfato de cobre por cerca de dois minutos.

- ▶ Observe as características finais das placas de cobre e da solução de CuSO_4 e anote-as (não foram observadas alterações nas duas placas).
- ▶ Releia o procedimento experimental e suas anotações e represente por meio de desenhos o estado inicial e o estado final do sistema em estudo. Não se esqueça de anotar quais materiais foram utilizados e se você observou alguma modificação (no CA, consta como Lição de Casa).

Questão para análise do experimento

1. Você diria que houve uma transformação química decorrente da interação entre as placas de cobre e a solução de CuSO_4 ? Por quê? (No CA, esta questão também faz parte da Lição de Casa.)

Nessa etapa da atividade, espera-se que os alunos percebam que não é possível observar

transformação química no sistema composto pelas duas placas de cobre e pela solução de CuSO_4 .

Atividade 2

Após as discussões introdutórias feitas na Atividade 1, será estudado, na Atividade 2, o processo de eletrólise propriamente dito (no CA, o experimento a seguir inicia a Atividade 2).

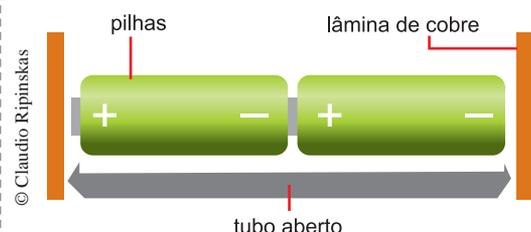
Experimento 3 – Estudando a interação entre placas de cobre e solução de CuSO_4 com o fornecimento de corrente elétrica**Materiais**

- ▶ 2 placas de cobre (aproximadamente 5 cm × 5 cm);
- ▶ palha de aço e detergente (polimento);

- ▶ 100 mL de solução de CuSO_4 , aproximadamente 1 mol · L⁻¹ (5 colheres de chá para 100 mL de solução);
- ▶ 1 fonte de corrente contínua;
- ▶ 2 béqueres ou copos de 150 mL;
- ▶ fios elétricos para conexão.

Obs.: caso não seja possível utilizar a fonte de corrente contínua, ela pode ser

substituída por duas pilhas de 1,5 V. Serão necessários também os seguintes materiais: uma tesoura, uma pinça, fita isolante ou fita crepe, um pedaço de tubo de borracha ou de plástico e duas placas de cobre. O tubo deve ser aberto com a tesoura no sentido de seu comprimento. As duas pilhas devem ser encaixadas dentro do tubo aberto (polo negativo de uma no polo positivo da outra). Os pedaços de cobre devem ser fixados nas extremidades livres das pilhas, bem encostados nos polos. Todo o sistema deve ser envolvido com fita isolante. Pode-se também utilizar um suporte para pilhas.

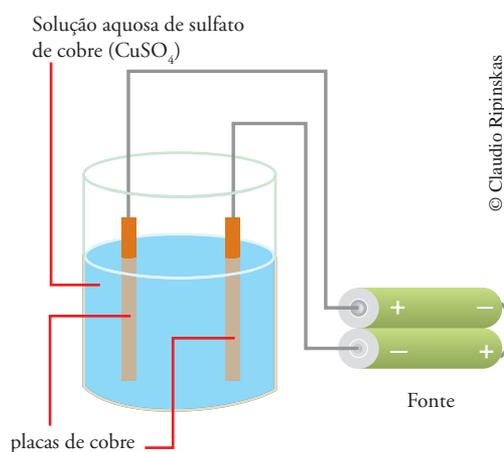


Procedimento

- ▶ Limpe as placas de cobre com a palha de aço e o detergente. Observe suas características iniciais e anote-as.
- ▶ Coloque cerca de 100 mL de solução de CuSO_4 no béquer. Observe suas características e anote-as (as placas de cobre apresentarão aspecto brilhante).
- ▶ Coloque em outro béquer um pouco da solução aquosa original de CuSO_4 e reser-

ve-a para comparar com as cores da solução após a realização do experimento.

- ▶ Regule o valor de tensão da fonte para o menor valor disponível.
- ▶ Prenda cada placa a um dos conectores (jacarés) de um dos polos da fonte (ou pilha). Identifique os polos da fonte, para saber qual das placas está ligada ao polo negativo (-) e qual está ligada ao polo positivo (+) da pilha ou bateria (fonte).
- ▶ Mergulhe as duas placas de cobre na solução de CuSO_4 por cerca de dois minutos.
- ▶ Observe as características finais das placas de cobre e da solução de CuSO_4 e anote-as.



- ▶ Represente por meio de desenhos o estado inicial e o estado final do sistema em estudo. Não se esqueça de anotar quais materiais foram utilizados e se você observou alguma modificação.

Questão para análise do experimento*

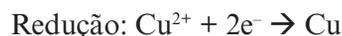
1. Você diria que houve transformações químicas decorrentes da interação entre as placas de cobre e a solução de CuSO_4 quando o sistema foi submetido à passagem de corrente elétrica? Por quê?
2. Retome as explicações dadas para os resultados obtidos no Experimento 1 desta Situação de Aprendizagem e proponha uma explicação para o que ocorreu com a placa de cobre conectada ao polo negativo da fonte.
3. Descreva o que ocorreu com a placa de cobre conectada ao polo positivo da fonte.
4. Descreva o que ocorreu com a coloração da solução de CuSO_4 .

Nessa etapa, os alunos devem associar a observação de evidências à ocorrência de transformações no sistema envolvendo as placas de cobre e a solução de CuSO_4 sob a ação da corrente elétrica. Novamente, eles devem observar a formação de cobre metálico no polo negativo do sistema em estudo – e perceber que, para que esse cobre se forme, é necessário o consumo dos íons Cu^{2+} da solução.

Você pode auxiliar os alunos a compreender que, simultaneamente, está ocorrendo um processo de oxidação no polo positivo, no qual o cobre metálico está se transformando em íons Cu^{2+} . Isso pode ser explicado se con-

siderarmos que a cor azulada da solução de CuSO_4 se mantém, o que significa que a concentração de íons Cu^{2+} também se manteve. Se está ocorrendo uma retirada desses íons em razão do processo de formação do cobre metálico e a cor da solução se mantém, isso significa que há fornecimento de íons Cu^{2+} para a solução por meio do processo de oxidação que está ocorrendo no polo positivo (no CA, há duas questões sobre o tema no Desafio!).

Em seguida, você pode lembrá-los de que a corrente elétrica é um fluxo de cargas, que podem ser elétrons ou íons. Pode também retomar a observação de que, sem corrente elétrica, não há transformação química e então perguntar: *Como a corrente elétrica participou da transformação química? Como é possível explicar a transformação de íons Cu^{2+} em Cu^0 e a transformação de Cu^0 em íons Cu^{2+} , considerando os conhecimentos que você já possui sobre estrutura da matéria?* Essas perguntas podem ser respondidas se considerarmos que o processo de transformação de íons Cu^{2+} em cobre metálico envolve o ganho de dois elétrons – os processos em que há ganho de elétrons são chamados de redução. Pode-se dizer também que a transformação do cobre metálico em íons Cu^{2+} envolve a perda de dois elétrons – os processos em que há perda de elétrons são chamados de oxidação. Temos, então:



* No CA, constituem as Questões para Análise do Experimento.

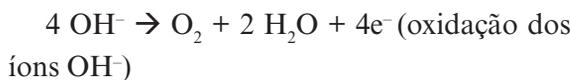
O sistema em que ocorre a redução (Cu^{2+}/Cu) é chamado cátodo, e na eletrólise ele é o polo negativo. O sistema em que ocorre a oxidação (Cu/Cu^{2+}) é chamado ânodo, e na eletrólise ele é o polo positivo. Neste momento, pode-se discutir que a substância que sofre oxidação é chamada de agente redutor, pois provoca a redução da outra espécie, e a substância que sofre redução é chamada de agente oxidante, pois provoca a oxidação da outra espécie.

Pode-se atentar para o ganho de massa que ocorrerá na placa de cobre ligada ao polo negativo e para a perda de massa que ocorrerá na placa de cobre ligada ao polo positivo do sistema. Essas variações de massa serão iguais, pois os processos de oxidação e de redução são simultâneos.

É importante discutir com os alunos como a condução de corrente elétrica ocorre no sistema submetido à eletrólise. Retomando as ideias sobre condutibilidade elétrica dos materiais, estudadas no Volume 2, sabe-se que, nos metais, a condutibilidade ocorre por meio da movimentação dos elétrons; portanto, é dessa forma que flui a corrente elétrica pelos fios. E, na solução, a corrente elétrica flui pela movimentação dos íons. Os cátions são atraídos pelo polo negativo do sistema e se movimentam em sua direção para, em se-

guida, receberem elétrons e sofrerem redução. Os ânions, por sua vez, são atraídos pelo polo positivo e se movimentam em direção a ele, para perderem elétrons e sofrerem oxidação.

No caso do sistema estudado, não é fácil evidenciar a movimentação dos ânions e a ocorrência da sua oxidação, pois essas são reações secundárias. Podemos citar como exemplo dessas reações a oxidação dos íons OH^- provenientes da autoionização da água:



Grade de avaliação da Situação de Aprendizagem 2

Ao final desta Situação de Aprendizagem, os alunos devem ter compreendido que reações de oxidorredução ocorrem com o envolvimento de energia elétrica, em que uma espécie perde elétrons e a outra ganha. É importante que eles percebam que o fornecimento de corrente elétrica pode provocar esse tipo de reação, como aconteceu no experimento realizado. Neste momento, também é desejável que saibam representar e interpretar as semirreações que ocorrem em processos de eletrólise envolvendo reações simples.

SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 3 COMO FUNCIONAM AS PILHAS

Esta Situação de Aprendizagem tem como objetivo permitir que os alunos compreendam o funcionamento das pilhas de maneira qualitativa. É proposto um experimento para levá-los a observar o que ocorre quando uma pilha fun-

ciona e a usar modelos microscópicos para explicar esse fenômeno. Num segundo momento, pretende-se também que percebam que é possível prever se uma determinada associação de materiais poderá ou não formar uma pilha.

Tempo previsto: 7 aulas.

Conteúdos e temas: pilha e reatividade de metais.

Competências e habilidades: aplicar os modelos atômicos estudados para explicar as transformações ocorridas em uma pilha; compreender que existem reações químicas que ocorrem com transferência de elétrons e que podem gerar corrente elétrica; interpretar tabelas feitas com base em dados experimentais; reconhecer que os metais têm diferentes reatividades e aplicar essas ideias para prever a ocorrência de transformações químicas.

Estratégias de ensino: obtenção e análise de resultados experimentais.

Recursos: materiais para o experimento.

Avaliação: participação nas discussões e nas aulas experimentais; respostas às questões propostas.

Atividade 1

Você poderá iniciar esta atividade retomando algumas das ideias discutidas na Situação de Aprendizagem 1. Podem ser feitas questões como: *O que é uma pilha? Dê exemplos de usos de pilhas.*

As informações disponíveis até agora não permitiram que os alunos compreendessem completamente o funcionamento de uma pilha; assim, pode-se questionar: *O que ocorre*

durante as transformações químicas que possibilita o fornecimento de corrente elétrica? Para responder a essa questão, será construída uma pilha com materiais diferentes dos encontrados nas pilhas comerciais, mas que funciona de maneira semelhante.

Experimento 1 – Construção de uma pilha de Daniel*

Caso não haja possibilidade dos alunos executarem o experimento, pode-se fazê-lo

* No CA, este experimento faz parte da Atividade 1.

de maneira demonstrativa. Se não for possível, de forma alguma, realizar o experimento, você poderá desenhar na lousa o esquema da montagem da pilha, descrever o que acontece e, simultaneamente, completar a tabela com os alunos. Se o experimento for realizado pelos alunos, pode-se pedir que

preencham a tabela com os dados experimentais. Para facilitar seu trabalho, os resultados esperados estão escritos em cinza.

Os registros referentes às massas só devem ser feitos se for possível pesar as placas metálicas antes e depois do experimento.

Observações Metal	Coloração		Brilho		Massa (g)	
	Inicial	Final	Inicial	Final	Inicial	Final
Cobre (Cu)	Avermelhado	Mais avermelhado do que no início	Sim	Opaco		Maior do que a inicial
Zinco (Zn)	Cinza	Cinza com aparência desgastada	Sim	Opaco		Menor do que a inicial

Materiais e reagentes

- ▶ 100 mL de solução de sulfato de cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$), aproximadamente $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (5 colheres de chá para 100 mL de solução);
- ▶ 100 mL de solução de sulfato de zinco ($\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$), aproximadamente $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (6 colheres de chá para 100 mL de solução);
- ▶ palha de aço, água e sabão para limpar as placas de cobre e zinco;
- ▶ placa de cobre (aproximadamente $5 \text{ cm} \times 5 \text{ cm}$); essas medidas podem variar, dependendo da placa que estiver disponível;
- ▶ placa de zinco (aproximadamente $5 \text{ cm} \times 5 \text{ cm}$); essas medidas podem variar, dependendo da placa que estiver disponível;
- ▶ dois pedaços de aproximadamente 20 cm de fio de cobre; esses fios podem ter conectores, que facilitam a fixação, mas aumentam a resistência do sistema, fazendo a corrente elétrica útil diminuir: isso pode fazer com que a corrente não seja suficiente para tocar o cartão musical;

- ▶ pinça e algodão cortado no tamanho das placas de zinco e cobre;
- ▶ cartão musical sem a bateria (antes de retirar a bateria do cartão, veja como seus polos estão posicionados).

Procedimento

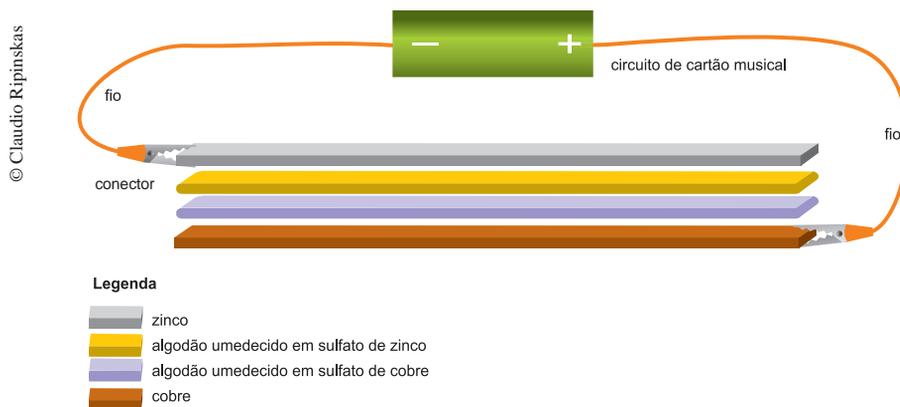
Parte 1

- ▶ Limpe as placas de cobre e de zinco com palha de aço, água e sabão.
- ▶ Prenda um fio na placa de cobre e outro na placa de zinco. Se o fio tiver conectores, é só usá-los para a conexão. Caso não tenha, um furo pode ser feito nas placas para enrolar o fio. O uso de fios sem conectores pode ser melhor, pois diminui a resistência elétrica do sistema.

- ▶ Conecte o fio ligado na placa de zinco ao polo negativo do cartão musical e o fio ligado na placa de cobre ao polo positivo. Coloque as placas de zinco e de cobre em contato.
- ▶ Descreva suas observações.

Parte 2

- ▶ Com uma pinça, pegue um quadrado de algodão para curativos e mergulhe-o na solução de sulfato de cobre. Pegue outro quadrado de algodão e mergulhe-o na solução de sulfato de zinco.
- ▶ Monte o sistema conforme mostra a figura a seguir, usando as placas limpas utilizadas na Parte 1.



- ▶ Represente por meio de desenhos o estado inicial e o estado final do sistema em estudo. Não se esqueça de anotar quais

reagentes foram utilizados e se você observou alguma modificação.

Na Parte 1 do experimento, o sistema será montado sem solução para que os alunos observem que nada ocorre e que o cartão musical não toca. Na Parte 2, os algodões embebidos nas soluções são adicionados, e os alunos ouvirão o cartão musical tocar. Caso haja algum aluno deficiente auditivo na sala, você pode substituir o cartão por um LED*.

Recomenda-se que a pilha fique montada por cerca de dois minutos e depois seja desmontada para mostrar o aspecto final das placas de zinco e de cobre. Os alunos poderão, então, completar suas tabelas e comparar os aspectos das placas antes e depois da realização da Parte 1 e da Parte 2 do experimento. A placa de zinco deverá assumir uma coloração escura depois da Parte 2 do experimento. Para que a transformação fique mais visível, seria interessante lavar ambas as placas e compará-las com placas limpas que não sofreram transformação. O desgaste da placa de zinco é visível. Caso disponha de uma boa balança, você pode pesar as placas antes e depois; eles verificarão que a massa da placa de zinco diminuiu e que a massa da placa de cobre aumentou. Para que mudanças mensuráveis nas massas possam ser observadas, sugere-se deixar a pilha funcionando por mais de quatro minutos.

Questão para análise do experimento**

1. Ao terminar a Parte 1 do experimento, foi observada alguma evidência de transformação química?

* LED é uma pequena lâmpada que se acende mesmo com corrente elétrica de intensidades baixas. Pode ser encontrado em lojas de material elétrico.

** No CA, constituem as Questões para Análise do Experimento.

2. Para que o cartão musical toque, é necessário energia. Como ela foi obtida? Você diria que ocorreu transformação química durante a realização da Parte 2 do experimento? Explique.
3. Retome o texto lido na Situação de Aprendizagem 1 e tente explicar como a energia elétrica foi obtida.
4. Compare os resultados obtidos na Parte 2 do experimento com o que você observou no experimento de eletrólise da solução de CuSO_4 (Situação de Aprendizagem 2, Experimento 3). Quais semelhanças e quais diferenças podem ser observadas?

Neste momento, é desejável que os alunos compreendam que houve uma transformação química que produziu corrente elétrica, diferentemente do experimento da eletrólise, no qual a corrente elétrica foi utilizada para que ocorresse uma transformação química.

A discussão pode, então, ser aprofundada para o nível microscópico, de modo a explicar transformações que estão ocorrendo na pilha. A seguir, são apresentadas, para subsidiar a aula, sugestões de questões cujas respostas devem ser discutidas pelo grupo e, em seguida, registradas nos Cadernos (no CA, essas sugestões estão em Questões para a Sala de Aula).

1. Faça um desenho que represente os íons cobre na solução de CuSO_4 e os átomos de cobre metálico na placa. Discuta semelhanças e diferenças entre essas duas espécies.

2. Medindo a massa da placa de cobre antes do experimento e depois dele (Parte 2), percebe-se que nela ocorre um aumento de massa. Com base nesse dado e na sua resposta à questão 1, você acredita que os íons cobre se transformaram em cobre metálico ou o contrário? Represente essa transformação por meio de uma equação química. Justifique.
3. De acordo com o que você estudou na Situação de Aprendizagem 2, a reação que ocorreu na placa de cobre foi de redução ou de oxidação? Justifique.
4. Lembrando que é chamado de cátodo o eletrodo onde ocorre a reação de redução e de ânodo o eletrodo onde ocorre a reação de oxidação, a região da placa de cobre seria o cátodo ou o ânodo da pilha?
5. No experimento, o fio ligado à placa de cobre estava em contato com o polo positivo ou negativo da pilha?

A questão 1 procura levar o aluno a diferenciar os íons cobre do cobre metálico. Os alunos costumam ter muita dificuldade em perceber que íons cobre têm características diferentes do cobre metálico, pois é comum chamarmos os dois simplesmente de cobre.

Nem sempre se consegue perceber que houve um depósito de cobre na placa de cobre;

por isso, a questão 2 fornece a informação de que a massa aumentou nessa placa.

As questões 2 e 3 procuram levar os alunos a concluir que houve uma transformação de íons cobre em cobre metálico. Como eles já estudaram o modelo de Rutherford-Bohr e já discutiram os conceitos de oxidação e de redução na Situação de Aprendizagem 2, é possível concluir que, para passar de Cu^{2+} para Cu , é necessário ganhar dois elétrons; portanto, os íons cobre sofrerão uma redução.

As questões 4 e 5 buscam reforçar o conceito – visto na Situação de Aprendizagem 2 – de que o cátodo é sempre o eletrodo onde acontece a redução, mas o polo do cátodo na eletrólise é negativo e na pilha é positivo. Esse conceito é importante, pois os alunos costumam acreditar que o cátodo é sempre o polo positivo, independentemente de se tratar de uma pilha ou eletrólise.

Ao final da discussão das questões de 1 a 5, pode-se perguntar: *De onde vêm os elétrons para que ocorra a reação de redução estudada?*

Você pode, então, lembrá-los das características da placa de zinco depois do experimento e propor as seguintes questões (as respostas deverão ser novamente discutidas pelo grupo e registradas nos Cadernos):

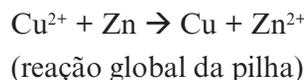
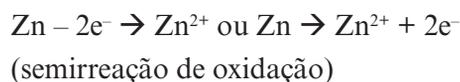
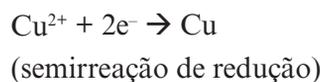
6. Observando a placa de zinco antes e depois do experimento, você diria que ela sofreu aumento de massa ou desgaste? Justifique.
7. Qual é a diferença entre Zn^{2+} e Zn? Na placa de zinco, temos qual das duas formas de zinco? E na solução de $ZnSO_4$?
8. Considerando que a massa da placa de zinco diminui após o funcionamento da pilha, você diria que o Zn^{2+} se transformou em Zn ou o contrário? Represente essa transformação por meio de uma equação química.
9. Na transformação considerada na questão anterior, o zinco perdeu ou ganhou elétrons? Ele sofreu redução ou oxidação? Justifique.
10. A região da placa de zinco seria o cátodo ou o ânodo da pilha? Justifique.
11. No experimento, o fio ligado à placa de zinco estava em contato com o polo positivo ou negativo da pilha?

As questões de 6 a 9 deverão levar os alunos a perceber que o desgaste (corrosão) da placa de zinco mostra que esse metal deve ter se transformado em íons Zn^{2+} . Às vezes, esse desgaste não fica muito evidente no experimento; por isso, fornece-se o dado de que a massa da placa de zinco diminuiu. Depois da discussão das questões anteriores, você pode retomar a questão: *De onde vieram os elétrons para a redução dos íons cobre?*

Deve-se, então, concluir que os íons Cu^{2+} ganharam elétrons provenientes da perda de elétrons ocorrida no zinco.

Com as questões 10 e 11, pretende-se levar os alunos a compreender que, no ânodo, ocorre a oxidação e que, na pilha, esse processo ocorre no polo negativo, enquanto na eletrólise ocorre no positivo.

Para concluir a discussão, pode-se pedir que comentem a seguinte afirmação: “Quando ocorre uma reação de redução, sempre deve acontecer outra reação que seja de oxidação.” (No CA, ver Lição de Casa.) Esse exercício deve levar os alunos a compreender que, apesar de ser possível escrever separadamente as equações que representam as semirreações de oxidação e redução, as duas acontecem sempre paralelamente, ou seja, não existe reação de oxidação de uma espécie química sem que haja a redução de alguma outra e vice-versa. Se você julgar pertinente, pode discutir com eles o fato de que, por meio da soma das duas semirreações, chega-se à equação que representa a reação global da pilha (também consta na Lição de Casa).

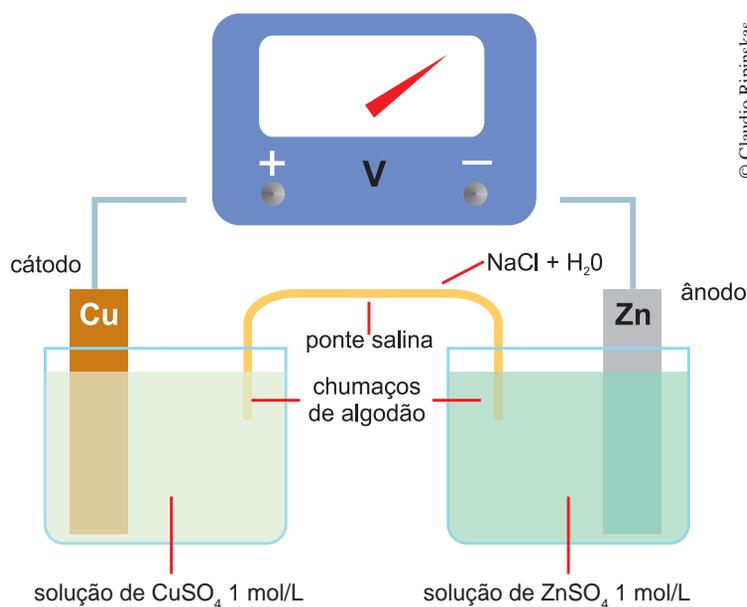


É importante, ainda, discutir algumas características da pilha. Pode-se questionar: *Como os elétrons foram transferidos do zinco para o cobre?* É interessante ouvir as respostas dos alunos e ajudá-los a concluir que os elétrons foram transferidos através do fio.

Para que essa conclusão fique mais fácil, você poderá retomar os conceitos sobre condutibilidade das substâncias que foram discutidos no Volume 2 e abordados na Situação de Aprendizagem 2. É importante os alunos perceberem que o fio que liga os dois polos da pilha funciona como condutor de elétrons e que

esses não passam pela solução, pois, como já foi estudado no Volume 2, a solução conduz corrente através da movimentação de íons. Pode-se pedir que, comparando as Partes 1 e 2 do experimento, discutam a importância da composição das soluções no funcionamento da pilha.

Com base nas respostas dos alunos, pode-se discutir a importância das soluções para fornecer íons às reações e possibilitar a condução da corrente elétrica. Para que essa ideia fique mais clara, seria interessante que eles observassem uma pilha de Daniel montada do modo tradicional, como mostra o esquema a seguir (CA, ver Desafio!).



Se houver possibilidade, monte a pilha de Daniel usando praticamente os mesmos materiais mencionados para a realização do experimento. Em vez de usar um voltímetro, poderá ser usado um circuito de cartão musical (como o usado no outro experimento) ou um LED, para mostrar a produção de corrente elétrica.

A ponte salina pode ser feita com vários barbantes de algodão enrolados, embebidos em bastante solução de KCl ou NaCl. Para que a corrente no circuito seja suficiente para tocar o cartão ou acender a lâmpada, é importante que os fios não sejam muito compridos, não tenham conectores (preferencialmente) e sejam

amarrados diretamente nas placas. Montando a pilha, você poderá mostrar que ela não funciona sem a ponte salina. Caso não seja possível realizar a montagem dessa maneira, você poderá reproduzir o esquema da pilha na lousa e discutir seu funcionamento. Deve-se ressaltar que não é suficiente a presença das soluções, mas elas devem estar em contato para que ocorra condução da corrente elétrica e a pilha funcione.

Atividade 2

O objetivo desta Atividade é levar os alunos a compreender que há associações de metais e soluções de cátions metálicos que podem ou não levar a reações de oxidorredução. O estudo pode ser iniciado com as seguintes questões:

1. Dê exemplos de pilhas e baterias que você conhece. Com que metais elas são fabricadas? (No CA, esta questão abre a Atividade 2.)

2. É possível prever em uma associação de metais e soluções iônicas quais processos de oxidação e de redução ocorrerão?

As questões levarão os alunos a comparar as pilhas e baterias que conhecem e a constatar que elas não são todas iguais, ou seja, construídas com os mesmos materiais; portanto, além dos materiais estudados, há outros metais e outras soluções que podem formar pilhas. A segunda questão desperta a curiosidade em saber se é possível prever a ocorrência dos processos de oxidorredução e será respondida no decorrer desta Atividade.

É possível que, ao final da Atividade 1, os próprios alunos já questionem se é possível fazer pilhas com outros metais e como se pode escolhê-los. Nesse caso, pode-se usar as próprias indagações dos alunos para iniciar a atividade.

Em seguida, proponha o seguinte experimento (no CA, faz parte da Atividade 2):

Experimento 2 – Analisando a reatividade de alguns metais em presença de soluções que contêm cátions desses metais

Materiais

- ▶ cobre (um pedaço de fio ou raspas);
- ▶ magnésio (um pedaço de fita ou aparas);
- ▶ ferro (prego ou raspas);

- ▶ soluções de aproximadamente $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de sulfato de ferro II^* (aproximadamente 3 colheres de chá para 100 mL de solução), sulfato de magnésio (aproximadamente 3 colheres de chá para 100 mL de solução) e sulfato de cobre (aproximadamente 5 colheres de chá para 100 mL de solução);
- ▶ 9 tubos de ensaio numerados;
- ▶ uma proveta de 10 mL.

* Pode ser encontrado em medicamentos para combater a anemia.

Procedimento

- ▶ Em três tubos de ensaio (1, 2 e 3), coloque aproximadamente 2 mL de solução de FeSO_4 ; adicione ferro no tubo 1, cobre no tubo 2 e magnésio no tubo 3. Observe.
- ▶ Em outros três tubos (4, 5 e 6), coloque aproximadamente 2 mL de solução de CuSO_4 ; adicione ferro no tubo 4, cobre no tubo 5 e magnésio no tubo 6. Observe.
- ▶ Em outros três tubos (7, 8 e 9), coloque aproximadamente 2 mL de solução de MgSO_4 ; adicione ferro no tubo 7, cobre no tubo 8 e magnésio no tubo 9. Observe.
- ▶ Represente, por meio de desenhos, o estado inicial e o estado final de cada sistema em estudo (tubo). Não se esqueça de anotar quais reagentes foram utilizados e se você observou alguma modificação.

Os resultados observados podem ser anotados também em uma tabela. Se os alunos já tiverem autonomia suficiente, peça que construam sozinhos uma tabela e organizem os dados experimentais. Caso ainda não tenham essa

autonomia, use como modelo a tabela a seguir, que poderá ser reproduzida na lousa. Os alunos devem preenchê-la de acordo com as observações feitas.* A tabela já está preenchida com os resultados esperados.

Metais	Íons		
	Fe^{2+}	Cu^{2+}	Mg^{2+}
Ferro	Nada ocorre (tubo 1)	Formação de um depósito vermelho (de cobre) sobre o ferro; descoloramento da solução (tubo 4)	Nada ocorre (tubo 7)
Cobre	Nada ocorre (tubo 2)	Nada ocorre (tubo 5)	Nada ocorre (tubo 8)
Magnésio	Formação de um depósito escuro na superfície do magnésio (tubo 3)	Formação de um depósito (cobre) na superfície do magnésio (tubo 6)	Nada ocorre (tubo 9)

A discussão pode ser conduzida com as seguintes questões, cujas respostas devem ser registradas nos Cadernos (no CA, ver Questões para Análise do Experimento):

1. Observando os dados da tabela, você diria que as reatividades dos metais com essas soluções são as mesmas? É possível estabelecer uma ordem de reatividade?

* Esse trabalho é bastante conveniente, pois possibilita o desenvolvimento de habilidades como organização de informações e estabelecimento de relação entre dados.

- Os resultados obtidos no tubo 4 sugerem que há formação de um depósito de cobre metálico sobre o ferro. Nesse caso, os íons Cu^{2+} da solução sofreram oxidação ou redução? Justifique sua resposta e escreva a equação química que representa essa semirreação.
- Levando em conta a sua resposta à questão anterior, o ferro deve ter sofrido oxidação ou redução? Como você chegou a essa conclusão? Escreva a equação química que representa essa semirreação.
- Explique os resultados obtidos nos tubos 3 e 6. Escreva as equações que representam as duas semirreações observadas em cada caso.
- Levando em consideração a ordem de reatividade que você estabeleceu e as respostas às outras questões, é possível afirmar que o metal mais reativo é aquele que tem maior tendência a sofrer oxidação ou redução? Qual é a tendência dos cátions dos metais menos reativos?
- Se pudéssemos fazer experimentos semelhantes a esse utilizando outros metais e soluções dos seus respectivos cátions, poderíamos ampliar a série de reatividade construída? Justifique.
- Descreva um experimento que possibilite comparar o níquel e o ferro, considerando sua reatividade.

Ao responder à questão 1, os alunos perceberão que, entre os metais estudados, o mais reativo é o magnésio (reage com íons ferro e íons cobre) e o menos reativo é o cobre (não reage com nenhum dos íons).

As questões 2 e 3 levam a perceber que os íons Cu^{2+} sofreram redução, enquanto o ferro metálico sofreu oxidação. As semirreações de redução e oxidação poderão ser escritas de maneira análoga ao que foi feito na Atividade 1.

A questão 4 leva os alunos a analisar os demais sistemas, em que também aconteceram reações de oxidorredução.

Ao responder à questão 5, percebe-se que o metal classificado como mais reativo é aquele que tem maior facilidade de sofrer oxidação, enquanto os íons dos metais menos reativos têm uma tendência a sofrer redução.

As questões 6 e 7 visam levar os alunos a relacionar os conceitos estudados e propor um experimento para comparar a reatividade dos metais ferro e níquel. Para fazer isso, basta colocar o ferro em solução de íons níquel e o níquel em solução de íons ferro. Os alunos poderão prever que o ferro será mais reativo se sofrer oxidação, enquanto os íons níquel sofrem redução.

Os resultados mostrarão que isso ocorrerá. Por outro lado, no outro sistema estudado, o níquel metálico não sofrerá oxidação e os íons Fe^{2+} não sofrerão redução; portanto, o ferro é mais reativo e tem maior tendência a oxidar do que o níquel.

Para concluir a atividade, você pode informá-los de que existem séries de reatividades que apresentam os elementos metálicos conhecidos e mostram a facilidade com que sofrem redução ou oxidação quando combinados com outros. Com essas informações, pode-se pensar quais associações de metais/íons irão resultar na ocorrência de reações de oxidorredução espontâneas. Considerando que são esses tipos de reação que possibilitam o funcionamento das pilhas, é possível, com base nisso, escolher materiais que podem ser empregados na sua construção.

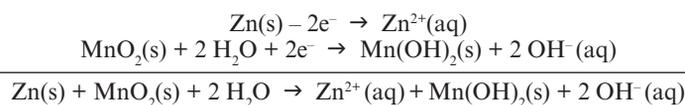
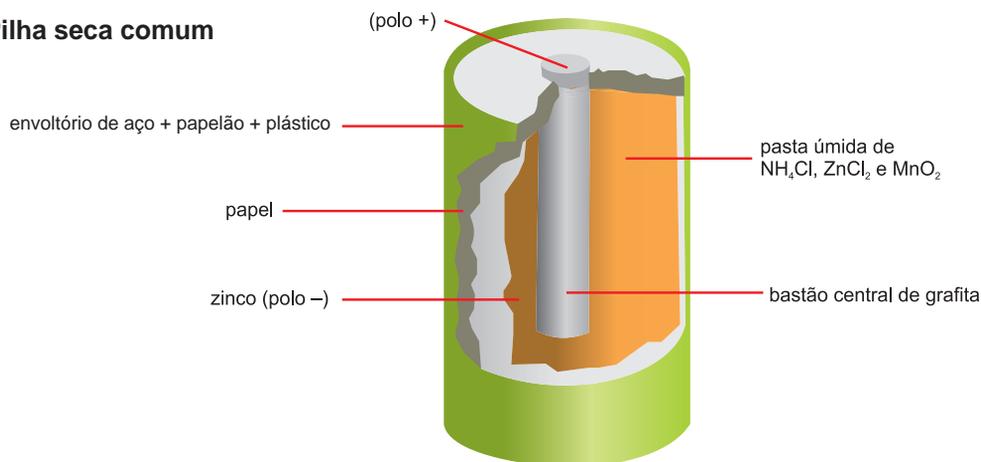
É interessante propor a análise dos desenhos que representam algumas pilhas – assim como as transformações químicas que nelas ocorrem – que constam no CA, em Lição de

Casa. A seguir, pode-se perguntar se os alunos conhecem suas aplicações e, caso seja interessante, discuti-las. Também pode ser solicitado aos alunos que façam uma pesquisa para conhecer por que a bateria de automóvel recebeu esse nome, já que é uma pilha. Essa pesquisa é interessante para perceberem que se denomina bateria o sistema onde há mais de uma pilha associada (no CA, consta como Pesquisa Individual).

A seguir, são apresentados alguns exemplos de pilhas e suas respectivas reações* (no CA, há uma atividade com os esquemas das pilhas na Lição de Casa). A pilha de íons lítio, muito usada atualmente em celulares, não foi mencionada, pois ela será objeto de uma abordagem mais detalhada na Situação de Aprendizagem 4.

Pilha seca comum

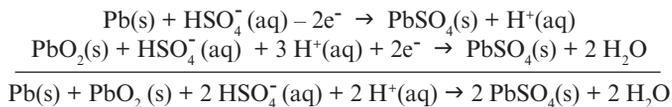
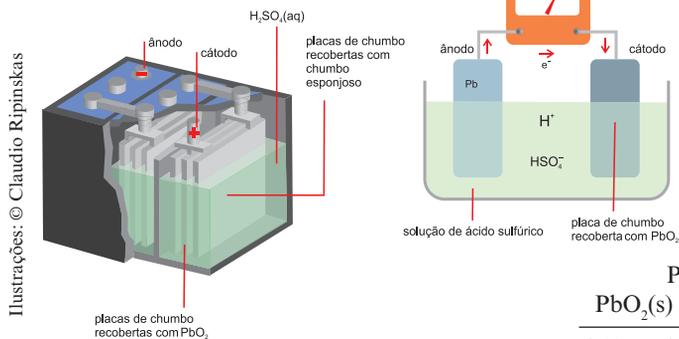
© Claudio Ripinskaskas



Esta é a pilha comum, não alcalina, que pode ser usada em rádios, relógios, controles remotos etc.

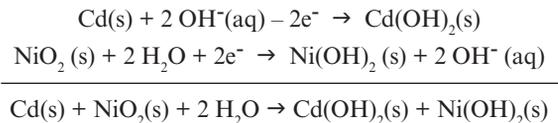
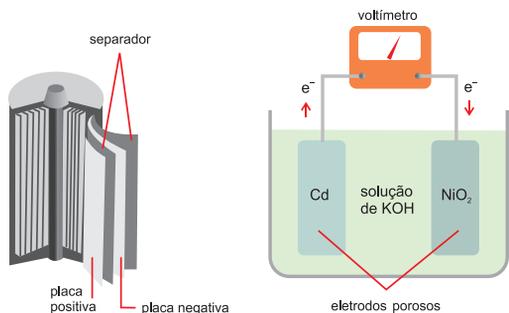
* Ilustrações adaptadas de: GEPEC (Grupo de Pesquisa em Educação Química). *Interações e transformações III: Química e sobrevivência – atmosfera*: Livro do aluno. São Paulo: Edusp, 1998, p. 74-76.

Bateria de chumbo-ácido



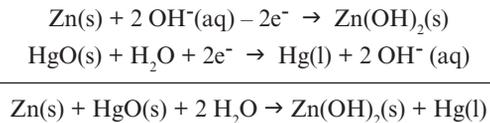
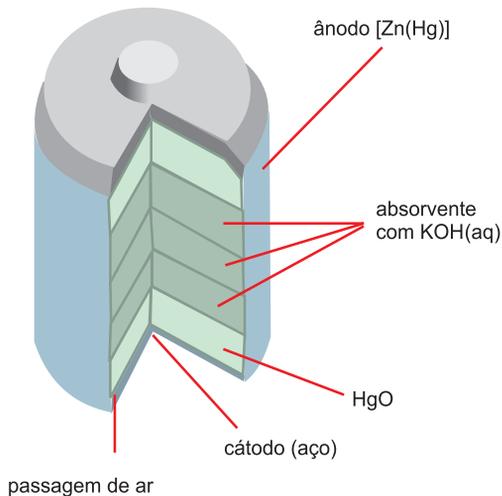
É usada em automóveis, comumente denominada bateria. Feita com chumbo e ácido sulfúrico, é composta pela associação em série de seis células de chumbo-ácido.

Pilha de níquel-cádmio (recarregável)



Muito usada em baterias de telefones celulares, máquinas fotográficas digitais etc.

Pilha de mercúrio



A pilha de zinco e mercúrio é usada em pequenos aparelhos, como relógios, calculadoras e outros.

Grade de avaliação da Situação de Aprendizagem 3

Espera-se que, ao final desta Situação de Aprendizagem, os alunos compreendam que existem transformações químicas espontâneas que geram corrente elétrica e saibam representá-las por meio de equações. Também é desejável

que compreendam que uma pilha é formada por um cátodo e um ânodo e que a condução da corrente elétrica é feita através do fio (movimento de elétrons) e da solução (movimento de íons). É importante que percebam que os metais têm reatividades diferentes e que pela construção de uma série de reatividade é possível prever qual é o cátodo e qual é o ânodo de uma pilha.

SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 4 IMPACTOS AMBIENTAIS RELACIONADOS AO USO DE PILHAS, BATERIAS E AO PROCESSO DE ELETRÓLISE

Esta Situação de Aprendizagem tem como objetivo discutir os impactos ambientais que podem ser causados pelo uso de pilhas, baterias e processo de eletrólise. Para isso, na Atividade 1, utilizaremos como desencadeador de ideias um texto que aborda vantagens e desvantagens do uso de baterias de lítio. A partir daí, será feita uma análise comparativa do funciona-

mento de diferentes pilhas e dos impactos ambientais que podem estar relacionados ao seu descarte.

Na Atividade 2, será proposta uma análise dos impactos ambientais que podem ser associados ao alto consumo de energia elétrica na utilização industrial do processo de eletrólise e na construção das usinas hidrelétricas.

Tempo previsto: 3 aulas.

Conteúdos e temas: impactos ambientais relacionados ao uso de pilhas, baterias e processos de eletrólise.

Competências e habilidades: compreender os impactos ambientais relacionados ao uso de pilhas, baterias e processos de eletrólise; avaliar como a composição das pilhas pode influenciar em possíveis impactos; relacionar os impactos causados pelo uso industrial dos processos de eletrólise às discussões sobre a viabilidade do uso de diferentes fontes de energia.

Estratégias de ensino: leitura e discussão de textos; debates; realização de pesquisas.

Recursos: textos e esquema.

Avaliação: respostas às questões; participação nas aulas.

Atividade 1

Você poderá iniciar a Atividade 1 retomando as ideias sobre impactos ambientais discutidas na Situação de Aprendizagem 1 e propondo a leitura de um texto que trate de

diferentes tipos de pilhas, seus usos, vantagens e desvantagens. Um exemplo de texto que pode ser utilizado, bem como questões para direcionar sua discussão, são apresentados a seguir (no CA constam tanto o texto quanto as questões para análise).

Existe uma bateria ideal?

Isis Valença de Sousa Santos e
Maria Fernanda Penteadó Lamas

Há muitos aspectos que podem ser considerados ao analisar os pontos positivos e negativos de uma bateria. Durabilidade, quantidade de energia fornecida em relação à massa da bateria, custo, portabilidade, segurança e os impactos ambientais associados ao seu descarte e à sua produção são alguns deles.

Por muito tempo, a bateria mais utilizada em aparelhos portáteis continha os metais níquel e cádmio. Porém, no início da década de 1990, surgiu uma bateria que apresentou vantagens sobre ela: a bateria de íon lítio.

Nela são utilizados compostos que contêm íons lítio e soluções condutoras não aquosas, constituídas por substâncias orgânicas, em recipientes selados. Tem-se, então, um sistema que possibilita uma recarga segura da bateria, associado a um fornecimento de energia considerado vantajoso. Os materiais utilizados possuem baixa densidade, o que possibilita uma relação energia/massa que é o dobro daquela apresentada por uma bateria de níquel-cádmio.

Em 1991, foi comercializada a primeira bateria de íon lítio. Avalia-se hoje que essas baterias não necessitam de manutenção frequente e não

possuem o chamado “efeito memória” (como acontece com a bateria de níquel-cádmio), o que quer dizer que seu bom funcionamento não está condicionado ao fato de que a bateria precisa estar totalmente descarregada antes de ser submetida ao recarregamento.

Os custos ambientais relacionados ao seu descarte não são considerados altos, pois esse tipo de bateria não utiliza metais pesados, que são prejudiciais ao meio ambiente, como mercúrio, cádmio e chumbo.

Porém, há aspectos negativos que devem ser apontados. A corrosão do invólucro externo libera o solvente empregado, que é inflamável e tóxico, e se o descarte da bateria não for feito de forma correta, pode ocasionar a contaminação do solo e da água. O custo dessa bateria ainda é considerado alto (cerca de 40% a mais do que o das baterias de níquel-cádmio).

Podemos concluir, então, que a escolha de qual bateria utilizar para cada aplicação deve ser orientada tanto por aspectos técnicos e econômicos quanto por questões relacionadas aos impactos ambientais decorrentes desses usos.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

Questões para análise do texto

1. Quais aspectos podem ser considerados para avaliar as vantagens e as desvantagens associadas ao uso de diferentes tipos de bateria?
2. Quais são os componentes de uma bateria de íon lítio? Quais são as vantagens e as desvantagens associadas ao uso desse tipo de bateria?
3. Em sua opinião, considerando os impactos ambientais decorrentes da utilização de baterias, existe uma bateria ideal? Por quê?
4. Você acredita que hoje é possível sobreviver sem o uso de pilhas e baterias?

A questão 3 visa estimular um debate sobre a dificuldade de avaliar os impactos ambientais associados a processos produtivos. Será que é possível afirmar seguramente que a bateria de íon lítio é a ideal, considerando que, apesar de não ser composta por metais pesados, pode liberar materiais tóxicos e inflamáveis utilizados como solventes?

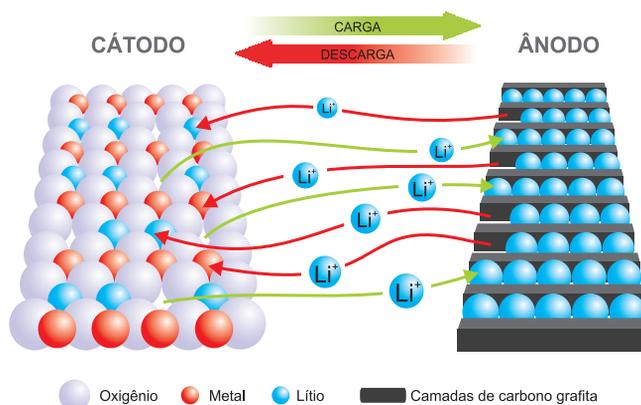
A questão 4 deve levá-los a refletir sobre a importância da busca de um desenvolvimento sustentável, minimizando impactos ambientais, já que a sociedade atual não pode prescindir da utilização de diversos processos produtivos que causam significativos impactos ao ambiente.

Para saber mais

A figura abaixo tem como objetivo explicitar o funcionamento da pilha de íon lítio. Caso considere interessante, discuta sobre isso com os alunos.

O ânodo da bateria de íon lítio geralmente é composto por íons lítio, átomos de oxigênio e de outro metal. O cátodo da bateria é composto por íons lítio intercalados por camadas de átomos de carbono.

Conforme pode ser visto na figura, como há uma maior concentração de íons lítio no ânodo, durante o funcionamento da bateria, eles migram do ânodo para o cátodo. Os elétrons, por sua vez, espontaneamente farão o mesmo caminho para que se mantenha a neutralidade elétrica do sistema. Já no processo de recarga, os fluxos são inversos.



Sites para consulta

- ▶ <<http://www.teses.usp.br/teses/disponiveis/75/75131/tde-05062002-152354/publico/Tese.pdf>>. Acesso em: 13 ago. 2009.
- ▶ <<http://www.fisica.uel.br/sefis/xisefis/arquivos/resumos/r44.pdf>>. Acesso em: 13 ago. 2009.

Após a discussão sobre as respostas das questões com os alunos, você pode dizer que o estudo sobre os problemas causados pelo descarte de pilhas e baterias será aprofundado. Para isso, eles podem ser divididos em grupos e cada grupo pode realizar pesquisas ou entrevistas (no CA, ver Pesquisa em Grupo e Aprendendo a Aprender). Alguns temas são sugeridos a seguir:

1. Existe uma legislação que defina como deve ser feito o descarte de pilhas e baterias? Qual é essa legislação? Que dificuldades podem ocorrer para que essa lei seja cumprida?
2. Que destino se pode dar às pilhas? Existem formas de reciclagem? Quais?
3. Quais problemas podem ser causados se as pilhas e baterias forem jogadas no lixo comum e encaminhadas a um aterro sanitário?
4. Faça entrevistas com algumas pessoas da sua família e do seu bairro perguntando como fazem o descarte de pilhas e baterias. Entreviste também algum comerciante de seu bairro que venda pilhas e/ou baterias

para saber se ele recolhe esse material usado e o que faz com ele.

O resultado da pesquisa pode ser socializado em uma roda de conversa em que cada grupo exponha para a turma o que obteve na sua investigação. Neste momento, é importante que você estimule os alunos a pensar em como eles e sua comunidade podem contribuir para ajudar a resolver o problema da contaminação causada pelo descarte indevido de pilhas e baterias.

Atividade 2

Considerando o alto consumo de energia elétrica que decorre da utilização industrial dos processos eletrolíticos, nessa etapa, podem ser discutidos os impactos ambientais relacionados à produção de energia (no CA pede-se um resumo dessa discussão). Para isso, pode-se assistir ao filme *Narradores de Javé* (Eliane Caffé, 2003). O enredo conta a história de um povoado fictício prestes a ser inundado em decorrência da construção de uma barragem. A discussão da problemática vivida pelos personagens permite que os alunos compreendam os impactos sociais relacionados à utilização das hidrelétricas como fonte de energia.

Mais informações podem ser encontradas em:

- ▶ <<http://www.correi.unicamp.br/BrasilJapao3/Trabalhos2005/Trabalhos%20Completos/Analise%20dos%20impactos%20ambientais%20na%20producao%20de%20energia%20den.pdf>>. Acesso em: 13 ago. 2009.

- ▶ <<http://www.teses.usp.br/teses/disponiveis/85/85134/tde-14052007-224500/>>. Acesso em: 13 ago. 2009.
- ▶ <<http://www.scielo.br/pdf/csp/v17n2/4186.pdf>>. Acesso em: 13 ago. 2009.

Grade de avaliação da Situação de Aprendizagem 4

Com esta Situação de Aprendizagem, espera-se que os alunos tenham compreendido os impactos ambientais relacionados ao uso de pilhas, baterias e processos de eletrólise. Espera-se também que consigam avaliar que a variação na composição das pilhas pode ocasionar diferentes impactos e relacionar os impactos

causados pelo uso industrial dos processos de eletrólise às discussões sobre a viabilidade da utilização de diferentes fontes de energia.

As atividades de pesquisa têm grande importância, pois possibilitarão aos alunos o contato com diversas fontes, a análise de diferentes informações e o estabelecimento de relações entre elas para a elaboração de conclusões. Esse processo estimula uma reflexão efetiva, favorecendo uma aprendizagem mais significativa.

Como avaliação, podem ser retomadas as frases elaboradas no início do bimestre. Os alunos podem criticar por escrito as próprias frases, apontando correções e incoerências com os estudos feitos.

PROPOSTAS DE SITUAÇÕES DE RECUPERAÇÃO

Você poderá propor ao aluno que leia novamente as anotações que fez sobre os experimentos realizados e responda às seguintes questões:

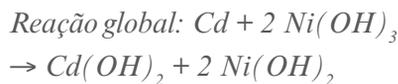
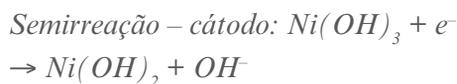
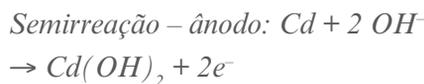
1. Discuta o que é um processo de eletrólise.
2. O que é uma reação de oxidação? E de redução?
3. Discuta o funcionamento de uma pilha.
4. O que é ânodo? O que é cátodo? A qual polo cada um deles está ligado na pilha? E na eletrólise?
5. Escolha uma das pilhas estudadas e escreva as respectivas semirreações de oxidação, de redução e a reação global. Indique também o ânodo, o cátodo, o polo positivo e o polo negativo.
6. Escolha três das reações de oxidorredução estudadas no bimestre e faça seus balanceamentos utilizando o método das semirreações.
7. Faça uma dissertação com o seguinte tema: “O que eu poderia fazer para reduzir o impacto ambiental do uso de pilhas e baterias?”.

PROPOSTAS DE QUESTÕES PARA AVALIAÇÃO*

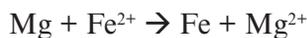
1. Pilhas recarregáveis substituem, com vantagens para o meio ambiente, as pilhas comuns descartáveis. Um exemplo são as pilhas de níquel-cádmio, nas quais ocorrem os processos descritos a seguir:

- O cádmio metálico, imerso em uma pasta básica contendo íons OH^- (aq), reage produzindo hidróxido de cádmio II, um composto insolúvel.
- O hidróxido de níquel III reage produzindo hidróxido de níquel II, ambos insolúveis e imersos numa pasta básica contendo íons OH^- (aq).

Escreva a semirreação que ocorre no ânodo, a semirreação que ocorre no cátodo e a reação global de uma pilha de níquel-cádmio.



2. Observe a seguinte reação global de uma pilha:



* No CA estes exercícios estão na seção Você Aprendeu?

a) Escreva as semirreações de oxidação e redução dessa pilha.

b) Desenhe um esquema que represente a pilha.

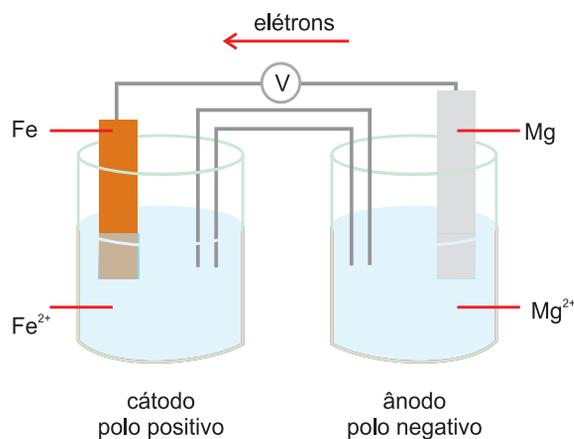
c) Identifique no esquema o cátodo, o ânodo, o polo positivo, o polo negativo e o sentido do fluxo de elétrons.

d) Identifique o eletrodo que sofrerá corrosão e o que sofrerá aumento de massa.

a) $\text{Mg} - 2e^- \rightarrow \text{Mg}^{2+}$ (semirreação de oxidação)

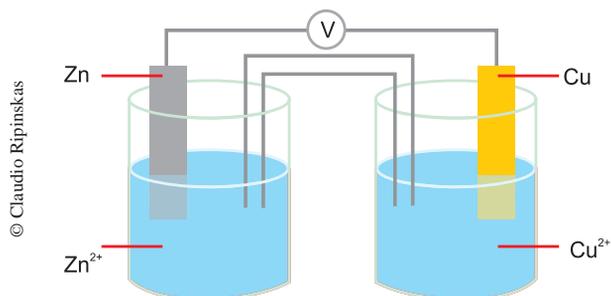
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$ (semirreação de redução)

b) e c)



d) O eletrodo de ferro sofrerá aumento de massa e o eletrodo de magnésio sofrerá corrosão.

3. Pilhas são sistemas que geram corrente elétrica a partir de transformações químicas. De acordo com o esquema da pilha apresentado a seguir, é possível afirmar que:



- I. As reações espontâneas do sistema podem ser representadas por: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ e $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$.
- II. O fluxo de elétrons será do eletrodo de zinco para o eletrodo de cobre.
- III. Os cátions se dirigirão da ponte salina ao eletrodo de cobre.
- IV. À medida que a célula funciona, a concentração de íons Zn^{2+} decresce.

Dados:

Uma placa de zinco fica recoberta com cobre metálico quando é mergulhada em uma solução contendo íons Cu^{2+} .

Uma placa de cobre não fica recoberta com zinco quando é mergulhada em uma solução contendo íons Zn^{2+} .

Assinale a alternativa correta:

- a) Apenas as afirmativas I, II e III são verdadeiras.
- b) Apenas as afirmativas I e II são verdadeiras.
- c) Apenas as afirmativas I, III e IV são verdadeiras.
- d) Apenas as afirmativas II e IV são verdadeiras.
- e) Todas as afirmativas são verdadeiras.
4. No Brasil, a reciclagem de latas de alumínio, além de gerar renda para milhares de pessoas, contribui para a preservação do meio ambiente e para a redução nos gastos com energia elétrica. O alumínio é produzido a partir da bauxita por um processo de eletrólise ígnea.

As reações envolvidas nesse processo podem ser representadas por três equações:

- I. $2 \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 4 \text{Al}^{3+} + 6 \text{O}^{2-}$
- II. $4 \text{Al}^{3+} + 12 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{Al}$
- III. $6 \text{O}^{2-} \rightarrow 12 \text{e}^- + 3 \text{O}_2$

Quanto ao processo da eletrólise na produção do alumínio metálico, é correto afirmar que:

- a) a semirreação de formação de alumínio metálico é de oxidação;
- b) é um processo espontâneo;

- c) no cátodo ocorre a formação de alumínio metálico;
- d) a semirreação de formação de oxigênio gasoso é de redução.
5. Soda cáustica e cloro gasoso podem ser obtidos em escala industrial com base na eletrólise de uma solução aquosa de:
- a) cloreto de sódio;
- b) óxido de alumínio;
- c) percloroetileno;
- d) hexaclorobenzeno;
- e) tetracloreto de carbono;

RECURSOS PARA AMPLIAR A PERSPECTIVA DO PROFESSOR E DO ALUNO PARA A COMPREENSÃO DO TEMA

ATKINS, P. W.; JONES, L. *Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 1999. O livro apresenta os conceitos de pilhas e eletrólise, abordando também aplicações desses conceitos para explicar os processos de corrosão e o funcionamento de células combustíveis.

BOCCHI, N.; FERRACIN, L. C.; BIAGGIO, S. R. *Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental*. *Química Nova na Escola*, São Paulo, maio 2000, p. 3-9. O artigo apresenta o funcionamento de alguns tipos de pilhas e baterias comumente usadas e discute a importância de adotar posturas corretas no descarte das pilhas para minimizar problemas ambientais.

HIOKAN.; SANTINFILHO, O.; MENEZES, A. J.; YONEHARA, F. S.; BERGAMASKI, K.; PEREIRA, R. V. Pilhas de Cu/Mg construídas com material de fácil obtenção. *Química Nova na Escola*, São Paulo, maio 2000, p. 40-44. O artigo descreve a construção de

pilhas utilizando os metais cobre e magnésio, que podem ser empregadas no funcionamento de pequenos equipamentos eletrônicos.

PALMA, M. H. C.; TIERA, V. A. O. Oxidação de metais. *Química Nova na Escola*, São Paulo, nov. 2002, p. 52-54. O artigo relata um experimento simples que pode ser usado no estudo dos processos de oxidação dos metais.

VILLULLAS, M. H.; TICIANELLI E. A.; GONZÁLEZ, E. R. Células a combustível: energia limpa a partir de fontes renováveis. *Química Nova na Escola*, São Paulo, maio 2002, p. 28-34. O artigo apresenta as células a combustível, discute seus princípios de funcionamento e apresenta alguns progressos recentes em suas aplicações.

Observação: todos os artigos da revista *Química Nova na Escola* estão disponíveis no site <<http://qnesc.sbq.org.br>>. Acesso em: 1º ago. 2009.