

Química

Aluno

Caderno de Atividades Pedagógicas de Aprendizagem Autorregulada - 02

3ª Série | 2º Bimestre

Disciplina	Curso	Bimestre	Série
Química	Ensino Médio	2º	3ª
Habilidades Associadas			
1. Calcular a energia elétrica envolvida numa transformação química e compreender a sua aplicação em pilhas e Baterias;			
2. Reconhecer o agente redutor e oxidante em uma reação de óxido-redução;			
3. Entender o fenômeno da corrosão e de proteção da corrosão a partir da série de reatividade de óxido-redução.			



SOMANDO FORÇAS

SECRETARIA
DE EDUCAÇÃO

Apresentação

A Secretaria de Estado de Educação elaborou o presente material com o intuito de estimular o envolvimento do estudante com situações concretas e contextualizadas de pesquisa, aprendizagem colaborativa e construções coletivas entre os próprios estudantes e respectivos tutores – docentes preparados para incentivar o desenvolvimento da autonomia do alunado.

A proposta de desenvolver atividades pedagógicas de aprendizagem autorregulada é mais uma estratégia para se contribuir para a formação de cidadãos do século XXI, capazes de explorar suas competências cognitivas e não cognitivas. Assim, estimula-se a busca do conhecimento de forma autônoma, por meio dos diversos recursos bibliográficos e tecnológicos, de modo a encontrar soluções para desafios da contemporaneidade, na vida pessoal e profissional.

Estas atividades pedagógicas autorreguladas propiciam aos alunos o desenvolvimento das habilidades e competências nucleares previstas no currículo mínimo, por meio de atividades roteirizadas. Nesse contexto, o tutor será visto enquanto um mediador, um auxiliar. A aprendizagem é efetivada na medida em que cada aluno autorregula sua aprendizagem.

Destarte, as atividades pedagógicas pautadas no princípio da autorregulação objetivam, também, equipar os alunos, ajudá-los a desenvolver o seu conjunto de ferramentas mentais, ajudando-o a tomar consciência dos processos e procedimentos de aprendizagem que ele pode colocar em prática.

Ao desenvolver as suas capacidades de auto-observação e autoanálise, ele passa a ter maior domínio daquilo que faz. Desse modo, partindo do que o aluno já domina, será possível contribuir para o desenvolvimento de suas potencialidades originais e, assim, dominar plenamente todas as ferramentas da autorregulação.

Por meio desse processo de aprendizagem pautada no princípio da autorregulação, contribui-se para o desenvolvimento de habilidades e competências fundamentais para o aprender-a-aprender, o aprender-a-conhecer, o aprender-a-fazer, o aprender-a-conviver e o aprender-a-ser.

A elaboração destas atividades foi conduzida pela Diretoria de Articulação Curricular, da Superintendência Pedagógica desta SEEDUC, em conjunto com uma equipe de professores da rede estadual. Este documento encontra-se disponível em nosso site www.conexaoprofessor.rj.gov.br, a fim de que os professores de nossa rede também possam utilizá-lo como contribuição e complementação às suas aulas.

Estamos à disposição através do e-mail curriculominimo@educacao.rj.gov.br para quaisquer esclarecimentos necessários e críticas construtivas que contribuam com a elaboração deste material.

Secretaria de Estado de Educação

Caro aluno,

Neste caderno você encontrará atividades diretamente relacionadas a algumas habilidades e competências do 2º Bimestre do Currículo Mínimo de Química da 3ª Série do Ensino Médio. Estas atividades correspondem aos estudos durante o período de um mês.

A nossa proposta é que você, Aluno, desenvolva estas Atividades de forma autônoma, com o suporte pedagógico eventual de um professor, que mediará as trocas de conhecimentos, reflexões, dúvidas e questionamentos que venham a surgir no percurso. Esta é uma ótima oportunidade para você desenvolver a disciplina e independência indispensáveis ao sucesso na vida pessoal e profissional no mundo do conhecimento do século XXI.

No Caderno de Atividade deste bimestre temos como eixo temático a Eletroquímica. O objetivo desta unidade é apresentar a você as reações de oxidação e redução, o funcionamento das pilhas e baterias e como uma reação química poderá gerar corrente elétrica para o funcionamento de rádios, celulares, computadores e outros equipamentos eletrônicos. . Através desta definição, ressaltamos a importância ao estudar este tema e associá-lo ao cotidiano.

Este documento apresenta 05 (cinco) Aulas. As aulas podem ser compostas por uma **explicação base**, para que você seja capaz de compreender as principais ideias relacionadas às habilidades e competências principais do bimestre em questão, e **atividades** respectivas. Leia o texto e, em seguida, resolva as Atividades propostas. As Atividades são referentes a dois tempos de aulas. Para reforçar a aprendizagem, propõe-se, ainda, uma **pesquisa** e uma **avaliação** sobre o assunto.

Um abraço e bom trabalho!

Equipe de Elaboração

Sumário

✚ Introdução	03
✚ Aula 01: Você já imaginou como o mundo seria sem o uso de pilhas e baterias?.....	05
✚ Aula 02: Alguns perdem outros ganham!!! Reação de oxirredução	10
✚ Aula 03: Vamos fazer a campanha funcionar com a Pilha de Daniel? ...	13
✚ Avaliação	17
✚ Pesquisa	20
✚ Referências	21

Aula 1: Você já imaginou como o mundo seria sem o uso de pilhas e baterias?



Figura 1: Notícia de 14 de junho de 2012 do Portal da Copa, disponível em <http://www.copa2014.gov.br/pt-br/noticia/brasil-podera-ter-frota-de-onibus-movido-hidrogenio-ate-copa-de-2014-diz-cientista-da-ufrj>

A reportagem acima fala de um veículo movido a hidrogênio.

Este veículo funciona porque possui um dispositivo chamado célula de hidrogênio ou célula combustível. Caro aluno, você já ouviu falar delas?

Célula de combustível ou de hidrogênio é na verdade uma pilha! Ela possui um polo positivo e um polo negativo que utiliza o gás hidrogênio que, ao se combinar com o oxigênio capturado do ar, produz energia elétrica e vapor d'água.

Os veículos movidos a H_2 tem como grande desvantagem o fato de o gás hidrogênio ser um combustível muito caro. Mas a tendência é que esses ônibus circulem pelo mundo todo, pois permitem a produção de limpa energia, diminuindo a emissão de gases poluentes.

A célula a combustível é um dispositivo eletroquímico que converte a energia química contida no hidrogênio em energia elétrica e água. O hidrogênio irá gerar

energia para movimentar o motor elétrico do veículo, da mesma forma que ocorre dentro de uma pilha comum.

A grande diferença é que, nessas células, os reagentes são continuamente repostos a partir de um reservatório externo, diferente das pilhas e baterias comuns, que quando os reagentes terminam, param de funcionar, restando apenas o seu descarte.

E as baterias recarregáveis como as de celular e de computadores portáteis? Qual a diferença?

As baterias são recarregáveis quando todas as suas semi-reações são reversíveis, ou seja, reações que ocorrem nos dois sentidos.

Dentro dessas baterias, os reagentes são consumidos, gerando corrente elétrica para o funcionamento do celular, por exemplo. Quando a recarregamos, precisamos ligá-la a uma fonte de eletricidade para que a reação reversa ocorra, regenerando os reagentes necessários ao seu funcionamento. Assim, podemos utilizá-las novamente para a produção de energia.

A invenção da pilha foi muito importante para a sociedade. Você já imaginou como as baterias são importantes para o uso da tecnologia ao nosso redor? É o avanço da ciência que descobre artefatos que facilitam muito o nosso cotidiano. Você consegue imaginar o mundo sem as pilhas e baterias?

Agora que já sabemos da sua importância, vamos realizar uma atividade onde observaremos que através de uma reação química é capaz de transferir elétrons.

Atividade 1

Para descobrir como ocorre esta transferência de elétrons vamos realizar um experimento no qual você precisará de:

- água;
- um frasco transparente ou um tubo de ensaio - solução de sulfato de cobre (CuSO_4) que pode ser comprado em loja de material de piscina;

- um pedaço de esponja de aço ou um prego;
- um bastão de vidro ou plástico, ou um canudo plástico.



Figura 2 – Esse é o material que você necessitará para realizar a atividade 1.

Observação importante: O sulfato de cobre (CuSO_4) é utilizado como pesticida, germicida e aditivo para solo, entre outras coisas. Também é conhecido como azul de vitríolo e pode ser encontrado em casas de produtos agropecuários ou em lojas de material de piscina. Cuidado ao manuseá-lo! Ele pode ser tóxico em determinadas concentrações. Use luvas, óculos de proteção e máscara contra pó.

Realizando o experimento: Dissolva um pouco de sulfato de cobre em água até a obtenção de uma coloração azulada e anote o aspecto inicial da solução. Em seguida, mergulhe a palha de aço na solução preparada. Se tiver dificuldade, use o bastão. Preste bastante atenção durante a realização desse experimento e relate, na tabela abaixo, as modificações ocorridas durante a transformação química.

MATERIAL	ASPECTO INICIAL	ASPECTO FINAL
SOLUÇÃO DE SULFATO DE COBRE		

PALHA DE AÇO		
--------------	--	--

Ao realizar o experimento da atividade 1, você deve ter percebido as seguintes ocorrências, durante o experimento:

- Sobre o pedaço de palha de aço se deposita um material sólido castanho avermelhado;
- A intensidade da cor da solução diminui depois de um tempo; a palha de aço vai se “desmanchando”.

Figura 3 – A solução de sulfato de cobre (CuSO₄) possui coloração azul característica devido à presença de íons Cu²⁺ (foto da esquerda). Ao final do experimento a cor da solução foi alterada (foto da direita).



Figura 4 – Resultado final da atividade 1. Durante a transformação química, ocorre a formação de um depósito castanho-avermelhado sobre a superfície da palha de aço e a solução perde a sua coloração azulada. Com o passar do tempo, a palha de aço se dissolverá, restando apenas o depósito formado. Agora, Responda as seguintes questões com base no experimento realizado:

1. Por que ocorre a diminuição da intensidade da cor azul na solução de sulfato de cobre?

2. O que ocorre com a palha de aço?

3. Você acredita que esta reação de oxido redução seja espontânea?

4. O que caracteriza uma reação espontânea?

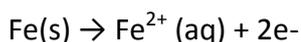
Aula 2: Alguns perdem....outros ganham!!! Reação de oxirredução

Caro aluno, agora que já realizamos o experimento da atividade 1, podemos perceber que as alterações ocorridas se deu por conta de alguns fatores como :

- A intensidade da cor azulada da solução de sulfato de cobre é devido à presença de íons cobre II (Cu^{2+}). Então, a diminuição da coloração, significa que esses íons “desaparecem” da solução;
- No mesmo momento, ocorre a deposição de um sólido castanho-avermelhado sobre o pedaço da palha de aço, essa cor é característica de materiais formados por átomos de cobre;
- Podemos concluir que átomos de cobre que estavam na solução na forma de íons, depositaram-se sobre a palha de aço na forma de cobre metálico (Cu);
- A semirreação pode ser expressa por: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$;
- A palha de aço se desfez porque o ferro metálico, que compõe a palha de aço, “dissolve”-se, diminuindo a sua quantidade. Os átomos de ferro metálico (Fe) foram para a solução na forma de íons Fe^{2+} ;
- A outra semirreação pode ser expressa por: $\text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.

Com as conclusões retiradas do experimento 1 podemos nos perguntar como estas reações acontecem de forma tão espontânea... E a resposta pode ser explicada pela **TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS!**

Observe que o íon ferro II tem carga +2, o que significa que ele possui dois elétrons a menos que o átomo de ferro (Fe). Assim, para que o ferro metálico transforme-se em íon, deve perder elétrons, o que pode ser representado pela seguinte equação química:



Esta semirreação pode ser lida desta forma: um átomo de ferro, ao perder 2 elétrons, transforma-se no íon Fe^{2+} .

Isso quer dizer que a carga do ferro aumenta em duas unidades (Fe^{2+}). Essa reação química é chamada de **oxidação**. Qualquer substância que sofre oxidação (perda de elétrons) é chamada de **agente redutor**.

É importante percebermos que, na reação de oxidação, ocorre perda de elétrons, logo haverá um aumento do valor relativo da carga elétrica.

E que para haver a transformação de íons cobre II (Cu^{2+}) em cobre metálico, deve ocorrer o ganho de elétrons. A semirreação é representada desta forma e pode ser interpretada: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu(s)}$, um íon Cu^{2+} ao ganhar 2 elétrons, transforma-se no átomo de cobre, com carga zero.

Esta reação de ganho de elétrons recebe o nome de **redução**. Qualquer substância que sofre redução (recebe elétrons) é chamada de **agente oxidante**.

Neste processo, por envolver ganho de elétrons, ocorre uma diminuição do valor relativo da carga elétrica.

Percebemos que a reação ocorreu porque os íons Cu^{2+} ganham os elétrons perdidos pelos átomos de Fe metálico. Essa transferência de elétrons ocorre de forma espontânea, pois o ferro é um metal mais reativo do que o cobre.

Essas reações de transferência de elétrons são chamadas de **REAÇÕES DE ÓXIDO REDUÇÃO**. Como exemplos de reações de oxirredução são: respiração, fotossíntese e ferrugem dos metais incluindo o funcionamento das pilhas.

Atividade 2

Agora vamos exercitar e desenvolver seus conhecimentos.

1. Assinale a alternativa correta:

- a) () Reação de óxirredução é uma reação de neutralização.
- b) () Íon é todo átomo neutro.
- c) () Sofrer oxidação significa ganhar elétrons
- d) () Substância da é aquela que sofre oxidação.
- e) () Quando o número de NOX aumenta, a substância está sofrendo redução.

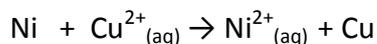
2. Observe a reação de óxirredução a seguir:



O que podemos afirmar sobre o que aconteceu com o ferro (Fe) ?

- a) () O ferro reduziu-se e apresentou NOX final igual a + 2.
- b) () O ferro reduziu-se e apresentou NOX final igual a zero
- c) () O ferro oxidou-se e apresentou NOX final igual a +2
- d) () O ferro oxidou-se e apresentou NOX final igual a +1
- e) () O ferro oxidou-se e apresentou NOX final igual a zero.

3. Considere a reação abaixo e assinale a alternativa correta:

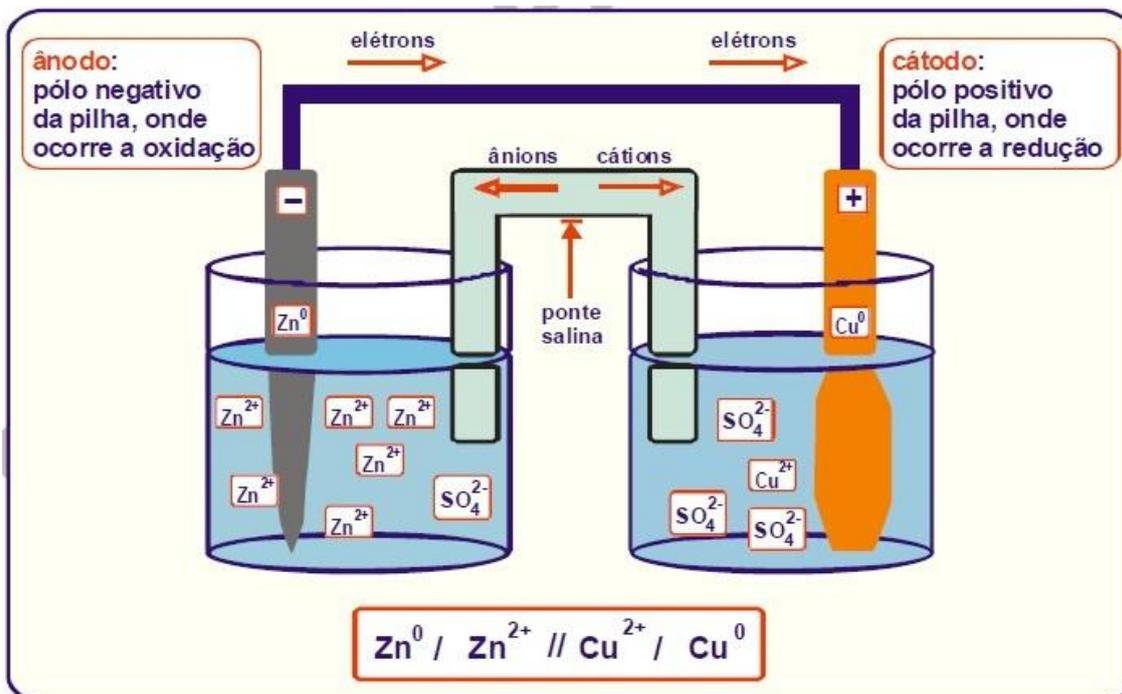


- a) () O íon Cu^{2+} é oxidante porque torna-se oxidado.
- b) () O íon Cu^{2+} é o redutor porque torna-se reduzido.
- c) () O Ni é o agente redutor porque se oxida.
- d) () O Ni é agente redutor porque se reduz.
- e) () Não ocorre oxirredução na reação.

Aula 3: Vamos fazer a campanha funcionar com a Pilha de Daniell?

Caro aluno, as pilhas e baterias fazem parte do nosso dia a dia, dificilmente paramos para pensar como elas funcionam. É importante ressaltarmos que o conceito de eletrólise está relacionado com a separação de elementos de um composto através de uma corrente elétrica. Este processo não é espontâneo.

Dê uma olhada na figura a seguir que mostra a pilha de Daniell onde utilizamos uma reação entre o Zinco e o Cobre ($Zn // Cu^{2+}$) para produzir eletricidade. (Esta pilha foi nomeada por John Frederic Daniell, um químico que a inventou em 1836).



Fonte: <http://dc445.4shared.com/doc/HgPO2K1a/preview.html> disponível em 07/08/2013.

O esquema que representa a pilha de Daniell está descrito a seguir, veja:

- um pedaço de metal de zinco foi colocado em uma solução de sulfato de zinco em um recipiente e um pedaço de metal de cobre foi colocado em uma solução de sulfato de cobre (II), em outro recipiente;

- Estes pedaços de metal são chamados de eletrodos da pilha. Eles funcionam como um terminal para os elétrons. Um fio conecta os dois recipientes;
- A ponte de sal, normalmente um tubo no formato de U, cheio de solução de sal concentrada, possibilita que os íons se transportem de um recipiente para o outro, mantendo a solução eletricamente neutra. É como uma corrente única percorrendo para acender a luz; a luz não acenderá a não ser que você coloque um segundo fio para completar o circuito;
- Com a ponte salina, os elétrons podem começar a fluir, é a mesma reação básica de oxirredução descrita na aula 2 deste caderno. O zinco é oxidado, liberando elétrons que fluem pelo fio para o eletrodo de cobre, onde eles estão disponíveis para o íon Cu^{2+} para serem usados na formação do metal cobre. Os íons de cobre da solução de sulfato de cobre estão sendo depositados no eletrodo de cobre, enquanto o eletrodo de zinco está sendo consumido. Os cátions, na ponte de sal, migram para o recipiente que contem os eletrodos de cobre para substituir os íons de cobre que estão sendo consumidos, enquanto que os ânions na ponte salina migram para o lado do zinco, onde eles mantêm a solução contendo o mais novo cátion Zn^{2+} formado, eletricamente neutro;
- O eletrodo de zinco é chamado de ANODO, e é o eletrodo onde a OXIDAÇÃO passa a acontecer e é representado pelo sinal de “-“;
- O eletrodo de cobre é chamado de CATODO, e é o eletrodo onde a REDUÇÃO passa a acontecer e é representado pelo sinal de “+“;
- As semirreações de oxirredução produzem a reação global da pilha. OBSERVE:
- $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ semi reação de oxidação
- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ semi reação de redução



A pilha de Daniell provou sua eficiência devido a possibilidade de prolongar o seu tempo de vida útil. Ela nos mostrou sua aplicação como fonte de eletricidade. Então, vamos aproveitar o som da nossa campanha e mostrar o funcionamento desta pilha nas atividades 3?

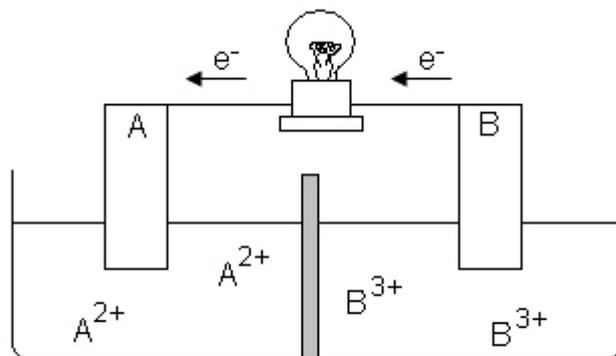
Atividade 3

1. Assinale V(verdadeiro) ou F (falso):
 - a) os processos químicos gerados por corrente elétrica são chamados pilhas;
 - b) na pilha de Daniell, pode-se observar que após certo tempo de reação o eletrodo de zinco fica mais fino e o eletrodo de cobre fica mais grosso;
 - c) a ponte de salina tem a finalidade de equilibrar as cargas de ambos os lados;
 - d) nas pilhas, o eletrodo no qual ocorre a redução é chamado de catodo;
 - e) nas pilhas, o eletrodo no qual ocorre a oxidação é chamado de catodo.

2. Numa pilha temos dois eletrodos, o anodo e o catodo, assinale a alternativa abaixo que apresenta, respectivamente, os processos que ocorrem em cada um desses eletrodos:
 - a) redução e oxidação
 - b) oxidação e redução
 - c) oxidação e oxidação
 - d) redução e redução

3. As pilhas são dispositivos nos quais:
 - a) A energia química é transformada em elétrica.
 - b) A energia elétrica é transformada em química.
 - c) Não há consumo nem produção de energia.

4. As pilhas e as baterias são dispositivos nos quais uma reação espontânea de oxidorredução transforma energia química em energia elétrica. Portanto, sempre há uma substância que se reduz, ganhando elétrons, que é o catodo, e uma que se oxida, perdendo elétrons, que é anodo. Abaixo, temos um exemplo de uma pilha eletroquímica:



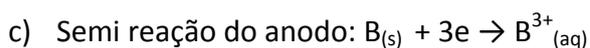
A respeito dessa pilha, responda:

- Qual eletrodo, A ou B, está sofrendo redução e qual está sofrendo oxidação?
- Qual eletrodo é o catodo e qual é o anodo?
- Escreva a semirreação que ocorre nos eletrodos A e B e a reação íons o global da pilha.
- A concentração dos íons B^{3+} e A^{2+} aumenta ou diminui?
- Ocorre corrosão ou deposição dos eletrodos A e B?

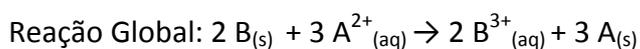
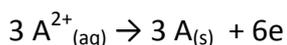
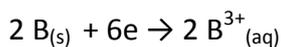
Respostas:

- O eletrodo está sofrendo redução, porque está ganhando elétrons, portanto, seu NOX (número de oxidação) irá diminuir. Já o eletrodo B está sofrendo oxidação, porque está perdendo elétrons e seu nox irá aumentar.

- O eletrodo A é o catodo e o B é o anodo.



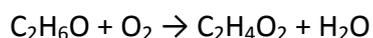
Para encontrar a equação que representa a reação global dessa pilha, teremos que multiplicar a semi reação do anodo por 2 e do catodo por 3, para poder igualar os elétrons que foram transferidos e recebidos nos eletrodos.



- Conforme mostra a reação global, a concentração de B^{3+} aumenta e de A^{2+} diminui.
- Haverá deposição sobre o eletrodo A e corrosão do eletrodo B.

Avaliação

1.(SAERJ 2012) O bafômetro é um aparelho utilizado para medir a quantidade de álcool etílico na corrente sanguínea. Seu princípio de funcionamento baseia-se nas reações de oxirredução. Ao assoprar o bafômetro, ocorre a reação química representada abaixo:



Nessa reação o agente redutor é:

- a) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
- b) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
- c) H_2O
- d) H_2
- e) O_2

2. (SAERJ 2012) A eletroquímica é a parte da Química que estuda os fenômenos químicos que produzem corrente elétrica e também as reações químicas que ocorrem pela passagem de corrente elétrica. As transformações que geram corrente elétrica são espontâneas, e as que ocorrem pela passagem de corrente elétrica são não espontâneas.

Um processo químico que ocorre espontaneamente é:

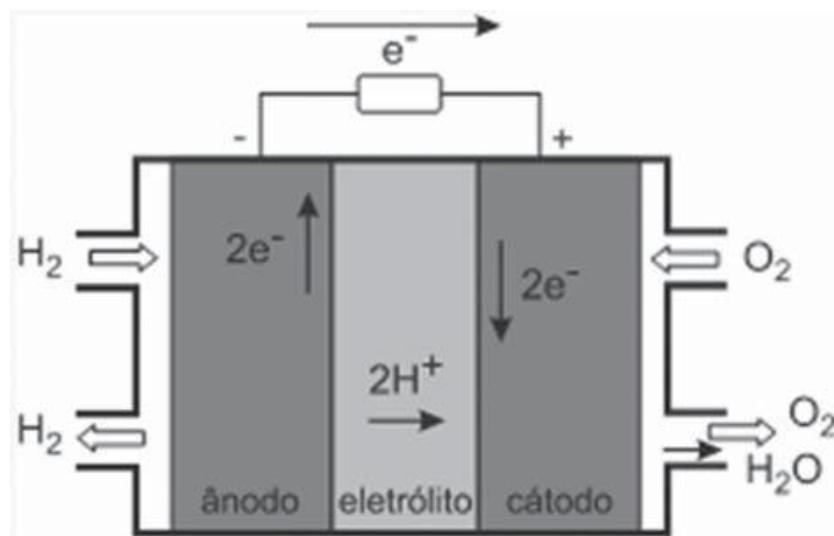
- a) a obtenção de alumínio a partir do minério fundido;
- b) a produção de NaOH a partir do sal NaCl aquoso;
- c) a reação de decomposição da água por eletrólise;
- d) o funcionamento de uma pilha ou de uma bateria;
- e) o processo de galvanização de objetos de ferro.

3. (SAERJ 2012) Grande parte do lixo eletrônico é constituída de baterias e pilhas de uso doméstico. O descarte desses produtos no ambiente

- a) acarreta riscos porque os materiais que as constituem são biodegradáveis.
- b) constitui perigo devido à liberação de energia quando deixam de funcionar.
- c) contamina o lençol freático por serem insolúveis e seguirem no ciclo da água.
- d) contamina o solo que absorve os metais impedindo que esses cheguem aos seres vivos.

e) prejudica os seres vivos por serem fontes de alguns metais como zinco e manganês.

4.(ENEM 2010) O crescimento da produção de energia elétrica ao longo do tempo tem influenciado decisivamente o progresso da humanidade, mas também tem criado uma séria preocupação: o prejuízo ao meio ambiente. Nos próximos anos, uma nova tecnologia de geração de energia elétrica deverá ganhar espaço: as células a combustível hidrogênio/oxigênio.



Com base no texto e na figura, a produção de energia elétrica por meio da célula a combustível hidrogênio/oxigênio diferencia-se dos processos convencionais por que:

- a) transforma energia química em energia elétrica, sem causar danos ao meio ambiente, porque o principal subproduto formado é a água;
- b) converte a energia química contida nas moléculas dos componentes em energia térmica, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao meio ambiente;

- c) transforma energia química em energia elétrica, porém emite gases poluentes da mesma forma que a produção de energia a partir dos combustíveis fósseis;
- d) converte energia elétrica proveniente dos combustíveis fósseis em energia química, retendo os gases poluentes produzidos no processo sem alterar a qualidade do meio ambiente;
- e) converte a energia potencial acumulada nas moléculas de água contidas no sistema em energia química, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao meio ambiente.

5.(UDESC 2008) Os principais fenômenos estudados pela eletroquímica são a produção de corrente elétrica, através de uma reação química (pilha), e a ocorrência de uma reação química, pela passagem de corrente elétrica (eletrólise). Com relação a esses fenômenos, analise as proposições abaixo:

- I – As pilhas comuns são dispositivos que aproveitam a transferência de elétrons em uma reação de oxirredução, produzindo uma corrente elétrica, através de um condutor;
- II – Em uma pilha a energia elétrica é convertida em energia química;
- III – O fenômeno da eletrólise é basicamente contrário ao da pilha, pois enquanto na pilha o processo químico é espontâneo ($\Delta E^{\circ} > 0$), o da eletrólise é não-espontâneo ($\Delta E^{\circ} < 0$).

Assinale a alternativa correta:

- a) () Somente a proposição II é verdadeira;
- b) () Somente as proposições I e II são verdadeiras;
- c) () Somente as proposições I e III são verdadeiras;
- d) () Somente a proposição I é verdadeira;
- e) () Todas as proposições são verdadeiras.

Pesquisa

Caro aluno, agora que já estudamos todos os principais assuntos relativos ao 2º bimestre, é hora de discutir um pouco sobre a importância deles na nossa vida. Então, vamos lá?

Leia o quadro da leitura complementar a seguir. Depois liste os lugares mais comuns onde vemos ferrugem no nosso dia a dia. Agora, pense e responda: o que existe em comum nesses lugares? Qual a maneira mais comum de se evitar a ferrugem em portões?

FERRUGEM

Como se forma a ferrugem?

Por meio de uma reação química entre o ferro presente nos metais e o oxigênio do ar. Essa reação, em que o oxigênio perde e o ferro ganha elétrons, chama-se oxirredução. Para evitar a ferrugem, é comum proteger a superfície metálica com uma camada de tinta ou de metais pouco oxidáveis, ou seja, que não percam elétrons facilmente, como o zinco, o estanho, o níquel e o cromo.

Revista Superinteressante, perguntas superintrigantes.

Referências

- [1] John T. Moore Ed. D *Química para Leigos*. Rio de Janeiro: Altabooks, 2008.
- [2] Antonio Carvalho, Sistema de Ensino IBEP. Volume único. Rio de Janeiro.
- [3] Moraes, Edgar Perin. Química: Ensino Médio. Edgar Perin Moraes, Gustavo Amadeu Micke e Mario J.A. Crescêncio – São Paulo. Frase Editora, 2001- (Coleção Frase Didática).

Equipe de Elaboração

COORDENADORES DO PROJETO

Diretoria de Articulação Curricular

Adriana Tavares Maurício Lessa

Coordenação de Áreas do Conhecimento

Bianca Neuberger Leda
Raquel Costa da Silva Nascimento
Fabiano Farias de Souza
Peterson Soares da Silva
Ivete Silva de Oliveira
Marília Silva

PROFESSORES ELABORADORES

Elaine Antunes Bobeda
Marco Antonio Malta Moure
Renata Nascimento dos Santos