

# Química

Aluno

## Caderno de Atividades Pedagógicas de Aprendizagem Autorregulada - 02

3ª Série | 2º Bimestre

Disciplina	Curso	Bimestre	Série
Química	Ensino Médio	2º	3ª
<b>Habilidades Associadas</b>			
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.			

## 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](http://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](mailto: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

✚ <b>Introdução</b> .....	03
✚ <b>Aula 01:</b> Você já imaginou como o mundo seria sem o uso de pilhas e baterias?.....	05
✚ <b>Aula 02:</b> Alguns perdem outros ganham!!! Reação de oxirredução .....	10
✚ <b>Aula 03:</b> Vamos fazer a campanha funcionar com a Pilha de Daniel? ...	13
✚ <b>Avaliação</b> .....	17
✚ <b>Pesquisa</b> .....	20
✚ <b>Referências</b> .....	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 ( $\text{CuSO}_4$ ) 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 ( $\text{CuSO}_4$ ) 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 ( $\text{CuSO}_4$ ) possui coloração azul característica devido à presença de íons  $\text{Cu}^{2+}$  (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!!!

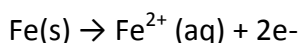
### Reação de oxirredução

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 ( $\text{Cu}^{2+}$ ). 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 ( $\text{Cu}$ );
- 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 ( $\text{Fe}$ ) foram para a solução na forma de íons  $\text{Fe}^{2+}$ ;
- 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 ( $\text{Fe}$ ). 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  $\text{Fe}^{2+}$ .

Isso quer dizer que a carga do ferro aumenta em duas unidades ( $\text{Fe}^{2+}$ ). 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 ( $\text{Cu}^{2+}$ ) 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  $\text{Cu}^{2+}$  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  $\text{Cu}^{2+}$  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.

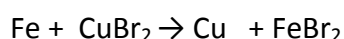
## Atividade 2

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.

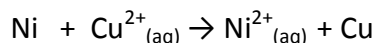
2. Observe a reação de óxirredução a seguir:



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:

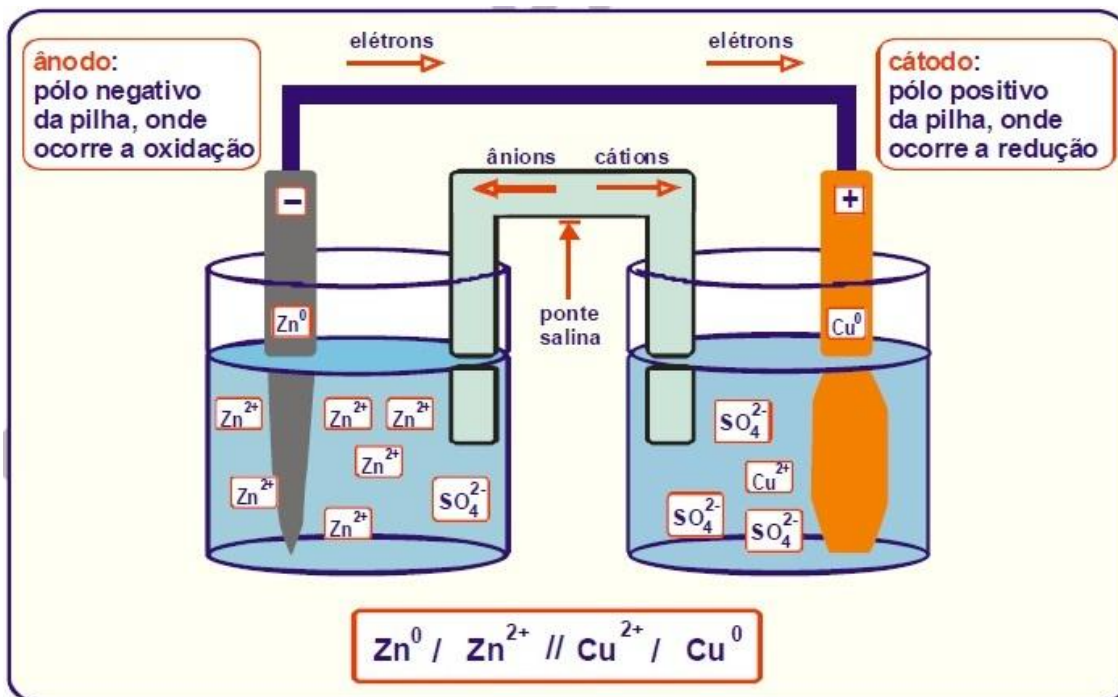


- a) ( ) O íon  $\text{Cu}^{2+}$  é oxidante porque torna-se oxidado.
- b) ( ) O íon  $\text{Cu}^{2+}$  é o redutor porque torna-se reduzido.
- c) ( ) O Ni é o agente redutor porque se oxida.
- d) ( ) O Ni é agente redutor porque se reduz.
- e) ( ) Não ocorre oxirredução na reação.

## 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).

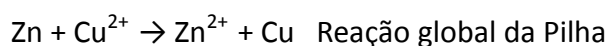


Fonte: <http://dc445.4shared.com/doc/HgPO2K1a/preview.html> disponível em 07/08/2013.

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;

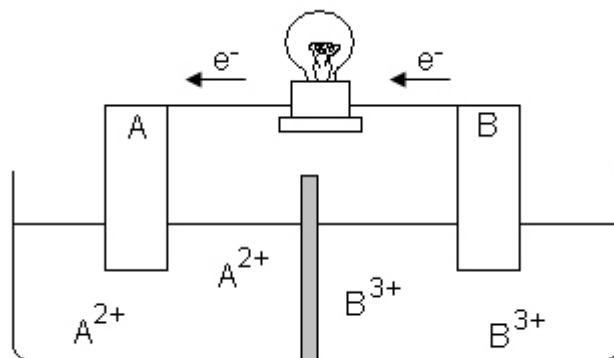
- Estes pedaços de metal são chamados de eletrodos da pilha. Eles funcionam como um terminal para os elétrons. Um fio conecta os dois recipientes;
- A ponte de sal, normalmente um tubo no formato de U, cheio de solução de sal concentrada, possibilita que os íons se transportem de um recipiente para o 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  $\text{Cu}^{2+}$  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  $\text{Zn}^{2+}$  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:



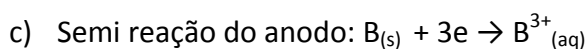
A respeito dessa pilha, responda:

- 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?

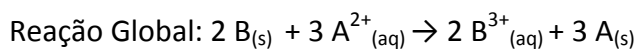
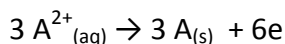
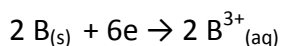
**Respostas:**

- 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.

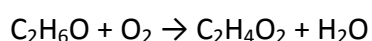


- Conforme mostra a reação global, a concentração de  $B^{3+}$  aumenta e de  $A^{2+}$  diminui.
- Haverá deposição sobre o eletrodo A e corrosão do eletrodo B.



## 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)  $\text{H}_2\text{O}$
- d)  $\text{H}_2$
- e)  $\text{O}_2$

**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:

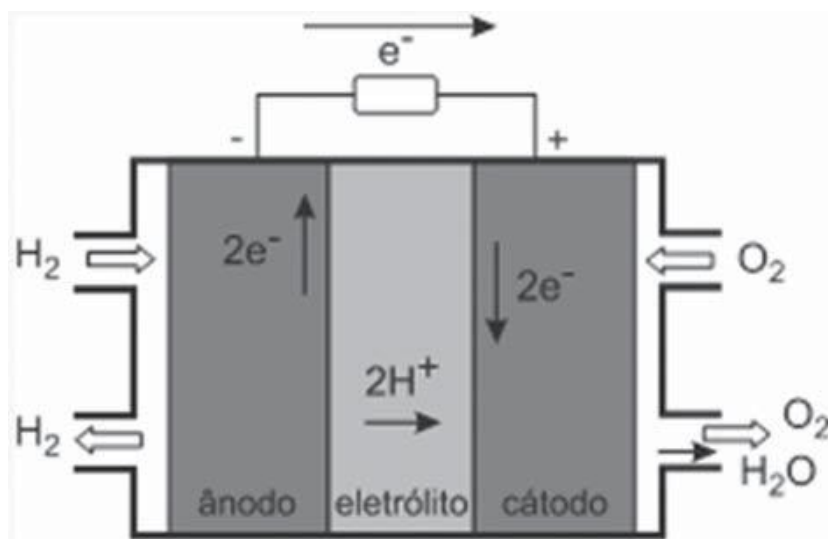
- a) a obtenção de alumínio a partir do minério fundido;
- b) a produção de NaOH a partir do sal NaCl aquoso;
- c) a reação de decomposição da água por eletrólise;
- d) o funcionamento de uma pilha ou de uma bateria;
- e) o processo de galvanização de objetos de ferro.

**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