

QUÍMICA GERAL E CIÊNCIA DOS MATERIAIS

REAÇÕES QUÍMICAS

Autor: Dr. William Viana

Revisor: Leila Maria Aguilera Campos

INICIAR

introdução

Introdução

Uma reação química pode ser descrita como a transformação da matéria, provocando mudanças na composição química dos reagentes, transformando-os em produtos. Podemos afirmar que a reação química é uma transformação na matéria em que uma ou mais ligações químicas presentes nas moléculas dos reagentes são desfeitas, e novas reações químicas são realizadas para a formação dos produtos resultantes. As reações químicas costumam ocorrer acompanhadas de alguns efeitos que podem dar uma dica de que elas estão acontecendo, como por exemplo, mudança de cor do meio reacional, formação de gases, formação de sólidos e alteração de temperatura, devido à liberação ou absorção de energia na forma de calor, luz, entre outras.

Introdução às Relações de Massa e Reações Químicas

Nas atividades de laboratório ou nas indústrias é muito importante saber antecipadamente as quantidades de cada composto que iremos usar para formar um produto. Isso é possível através dos cálculos das massas e dos volumes das substâncias. Muitas vezes é necessário determinar também o número de átomos ou de moléculas das substâncias que reagem ou que são produzidas.

Para tal, vamos estudar algumas relações de massa importantes para os cálculos envolvidos em reações químicas, concentração de soluções, entre outras aplicações. As relações de massa que iremos estudar são:

- Massa atômica;
- Massa molecular;
- Mol;
- Massa molar;
- Concentração.

Massa Atômica

A massa atômica é a massa de um único átomo, e corresponde à massa encontrada na tabela periódica. A unidade de medida da massa atômica é conhecida como unidade de massa atômica “u”. A unidade de massa atômica (u) corresponde à massa de um avo ($1/12$) do átomo de carbono, que possui número de massa igual a 12. Dessa forma, podemos dizer que uma unidade de massa atômica corresponde à massa de um próton ou um nêutron. Uma unidade de massa atômica (u) corresponde à $1,66054 \times 10^{-24}$ gramas, ou seja, uma massa extremamente pequena.

Massa Molecular

É a massa de uma molécula. Deve ser calculada somando-se as massas de seus átomos componentes. Também é expressa em u. Exemplos:

- CH_4 : Massa molecular = $1 \times 12\text{u} + 4 \times 1\text{u} = 16\text{u}$
- NO_3 : Massa molecular = $1 \times 14\text{u} + 3 \times 16\text{u} = 62\text{u}$

Mol

O mol é uma unidade de medida utilizada para expressar a quantidade de matéria microscópica, como átomos e moléculas. Um mol sempre contém o mesmo número de partículas (átomos ou moléculas), não importa qual é a substância envolvida. Um mol de qualquer partícula sempre corresponderá à $6,022 \times 10^{23}$ partículas. Esse valor é conhecido como número de Avogadro.

Exemplos:

Para um elemento químico:

1 mol de um elemento = $6,02 \times 10^{23}$ átomos desse elemento.

Para moléculas:

1 mol de qualquer substância = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas dessa substância.

Massa Molar

É a massa, em gramas, de qualquer partícula ($6,02 \times 10^{23}$ átomos ou moléculas). É expressa em gramas por mol (g/mol). A massa molar representa, em gramas, uma quantidade numericamente igual à massa atômica ou molecular da substância.

Exemplos:

Na: Massa molar = 23 g/mol.

NO₃: Massa molar = $1 \times 14 \text{ g/mol} + 3 \times 16 \text{ g/mol} = 62 \text{ g/mol}$.

Com as relações de massa que já aprendemos, podemos constatar que o número de mols de determinada substância é equivalente à razão entre a massa dessa substância e sua massa molar (equação 1):

$$n = m / M \quad (1)$$

Onde:

n - número de mols.

m - massa.

M - massa molar.

Concentração

É a razão entre a quantidade ou a massa de uma substância e o volume ou massa do solvente em que essa substância se encontra dissolvida.

Exemplo:

Concentração molar: $C = n/V$ (unidade: mol/L).

praticar

Vamos Praticar

Com base nas relações de massa apresentadas, determine quantos mols de cloreto de sódio (NaCl) estão presentes em 100 mL de uma solução com concentração de 5 mol/L.

- a) Estão presentes 5 mols de NaCl.
 - b) Estão presentes $6,02 \times 10^{23}$ mols de NaCl.
 - c) Está presente 0,5 mol de NaCl.
 - d) Estão presentes 58,5 mols de NaCl.
 - e) Está presente 0,1 mol de NaCl.
-

Reações Químicas

As reações químicas são representadas no papel através das equações químicas. Em uma reação química, ocorre a ruptura de ligações químicas presentes nos reagentes para a formação de novas ligações, gerando os produtos da reação. Dessa forma, a representação gráfica da reação química sempre apresenta os reagentes no lado esquerdo da equação, e os produtos no lado direito. A seta indica o sentido da reação química, dos reagentes para os produtos.



Figura 3.1 - Representação gráfica de uma reação química

Fonte: Elaborada pelo autor.

Leis Ponderais

É possível expressar matematicamente as regularidades com que ocorrem as reações químicas, através das leis ponderais. As leis ponderais são leis que tratam sobre as massas das substâncias que participam das reações químicas, sendo elas:

- Lei da Conservação das Massas (Lei de Lavoisier).
- Lei das Proporções de Massa (Lei de Proust).

Lei de Conservação das Massas

O químico Antoine Lavoisier realizou diversas experiências que levaram à seguinte conclusão: a massa total antes e depois de uma reação química é sempre a mesma. Essas experiências deram origem ao famoso enunciado que diz:

“Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”.

Dessa forma, verifica-se que em uma reação química, ocorrendo em um sistema fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos. Os produtos são

originados a partir do rearranjo dos átomos, mas o número de átomos nos reagentes e produtos se conserva.

Lei das Proporções de Massa

Em 1797, Proust estabeleceu a lei das Proporções Definidas (ou Lei de Proust), que afirma que: “Toda substância apresenta uma proporção em massa constante na sua composição”.

Ele verificou que as massas dos reagentes e as massas dos produtos que participam de uma reação química obedecem sempre a uma proporção constante (estequiométrica). Essa proporção é característica de cada reação e independente da quantidade das substâncias que são colocadas para reagir, ou seja, independente das quantidades adicionadas no meio reacional, a relação entre as quantidades de reagentes consumidos e produtos formados devem obedecer a Lei das Proporções Definidas.

Balanceamento das Reações Químicas

Uma equação química deve ser balanceada antes que qualquer informação quantitativa útil possa ser obtida sobre a reação. A Lei de Lavoisier (nada se cria, tudo se transforma) deve ser aplicada no balanceamento das reações químicas, ou seja, o número de átomos dos reagentes deve ser igual ao número de átomos dos produtos para cada elemento envolvido na reação química.

A equação é dita balanceada quando o número de átomos de cada elemento é igual nos reagentes e nos produtos. Os coeficientes da equação balanceada indicam a relação de números de mols das espécies dos reagentes e produtos envolvidos.

Existem várias formas de balanceamento de uma equação química. Geralmente, a maneira mais usada de determinar os coeficientes de uma reação é o método das tentativas. Para fazer o balanceamento, seguiremos os seguintes passos:

1º passo Encontrar a substância envolvida na reação química com maior número de

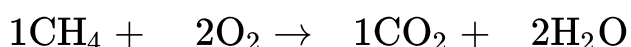
átomos na molécula.

2º passo A essa substância atribuiremos o coeficiente 1, e ela servirá de referência para o acerto de todos os outros coeficientes.

3º passo Deixaremos os átomos de hidrogênio e oxigênio por último no balanceamento, uma vez que esses elementos costumam aparecer em diversas moléculas envolvidas na reação química.

Devemos lembrar que para ajustar uma equação química usamos unicamente os coeficientes. Em nenhum caso trocamos os subíndices das fórmulas. Se fizermos isso, vamos alterar a substância química envolvida.

Exemplo de reação química balanceada:



Estequiometria

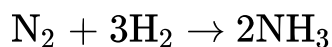
A estequiometria possui ampla aplicação, para saber a quantidade de produto que pode ser obtida a partir de uma quantidade de reagentes conhecida. Também é importante conhecer antecipadamente qual a quantidade de reagentes que deve ser utilizada para se obter uma quantidade desejada de produto. As relações de massa, volume e mesmo de quantidade de energia envolvidas em uma reação são denominadas cálculos estequiométricos.

A partir da proporção estabelecida pela equação química balanceada, pode-se determinar quantitativamente as relações entre reagentes e produtos em uma reação química. A estequiometria nos permite calcular a quantidade exata de reagentes que é preciso para se obter uma determinada quantidade de produto em uma reação.

Exemplo:

Gás amônia é formado reagindo gás Nitrogênio com gás Hidrogênio segundo reação de

síntese abaixo.



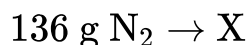
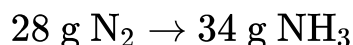
a. Determine a massa de NH_3 formado quando faz-se reagir 136 g de N_2 com quantidade suficiente de H_2 .

b. Qual a massa de N_2 necessária para formar 4,4 mols de amônia?

Resolução:

a. A relação estequiométrica nos informa que 28 g de nitrogênio reagem com 6 g de hidrogênio, formando 34 g de amônia.

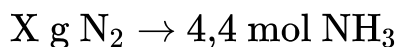
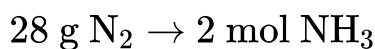
A massa de amônia formada pode ser obtida por regra de três (proporcionalidade):



$$X = 165,14 \text{ g}$$

b. A relação estequiométrica nos informa que 28 g de nitrogênio formam 2 mols de amônia.

A massa de nitrogênio necessária para formar 4,4 mol de amônia pode ser obtida por regra de três (proporcionalidade):

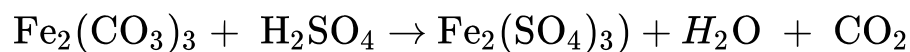


$$X = 61,6 \text{ g}$$

praticar

Vamos Praticar

Antes de se obter qualquer informação quantitativa a partir de uma reação química, essa reação deve estar devidamente balanceada, pois somente após o balanceamento a lei de Lavoisier é atendida. A reação apresentada a seguir encontra-se desbalanceada. Efetue o balanceamento da reação e indique a alternativa que apresenta os coeficientes de cada substância química envolvida.



- ☐ a) 1, 3, 1, 3, 3.
- ☐ b) 1, 2, 1, 2, 2
- ☐ c) 2, 3, 2, 3, 3
- ☐ d) 1, 3, 2, 3, 3
- ☐ e) 2, 3, 2, 3, 1

Eletroquímica

O estudo da eletroquímica está relacionado à conversão de energia química em energia elétrica, uma vez que essas reações químicas envolvem a perda e recebimento de elétrons. Essa conversão pode ser realizada em células eletroquímicas (pilhas).

Reações de Oxidação e Redução

As reações de oxidação e redução envolvem a perda ou ganho de elétrons, sendo que na reação de oxidação ocorre a perda de elétrons, e na reação de redução ocorre o ganho de elétrons em uma reação química.

Dessa forma, podemos afirmar que as reações de oxirredução são aquelas onde há troca de elétrons entre os compostos participantes. Nessas reações **sempre** um composto sofrerá oxidação (perderá elétrons) e o outro composto sofrerá redução (ganhará elétrons), sendo que essas duas reações ocorrem simultaneamente.

Uma célula eletroquímica é composta pelos seguintes elementos:

- **ELETRODOS:** São as partes metálicas que estão em contato com a solução eletrolítica dentro de uma célula eletroquímica.
- **ÂNODOS:** São os eletrodos pelo qual o metal **PERDE** elétrons, tornando-se um cátion. É o polo negativo da pilha, onde ocorre a reação de oxidação.
- **CÁTODOS:** São os eletrodos pelo qual o metal **GANHA** elétrons, tornando-se o polo positivo da pilha, onde ocorre a reação de redução.
- **ELETRÓLITO:** É a solução na qual os eletrodos estão submersos.
- **PONTE SALINA:** A finalidade da ponte salina é manter as duas soluções eletricamente neutras (mesmo número de íons) através da migração de íons (corrente iônica).

Um exemplo de reação de oxirredução pode ser observado na pilha de Daniell. Essa pilha é formada por um eletrodo de cobre (cátodo), mergulhado em uma solução contendo sulfato de cobre, e um eletrodo de zinco (ânodo), mergulhado em uma solução contendo sulfato de zinco. A figura a seguir mostra a montagem dessa pilha.

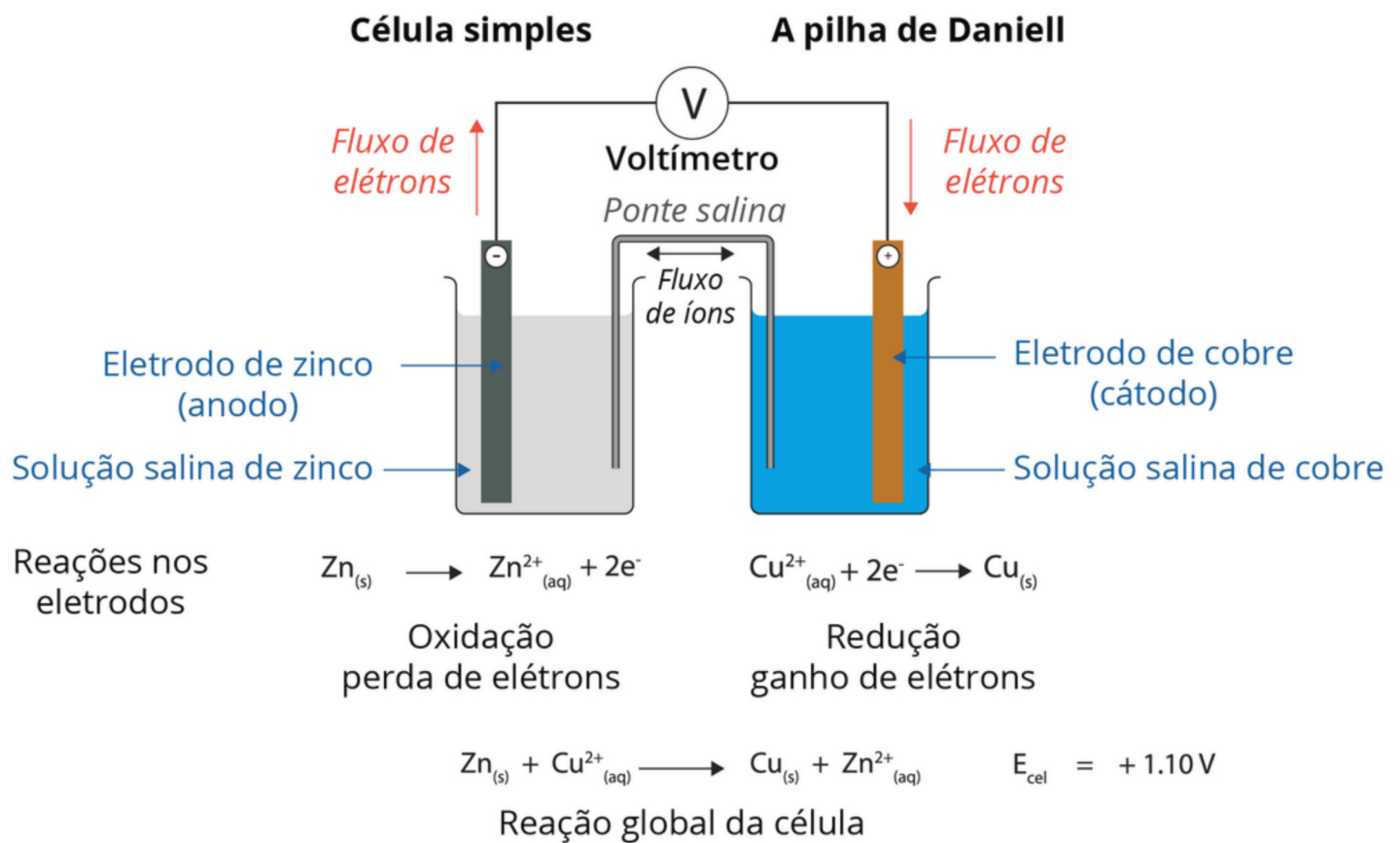


Figura 3.2 - Pilha de Daniell.

Fonte: Elaborada pelo autor.

A pilha de Daniell foi uma das primeiras desenvolvidas. Atualmente existem outras pilhas comerciais que utilizam o mesmo princípio químico, aplicado a aspectos construtivos variados.

saiba mais

Saiba mais

Conheça mais sobre a aplicação da eletroquímica fazendo a leitura do seguinte artigo que trata sobre corrosão.

MERÇON, F.; GUIMARÃES, P. I. C.; MAINIER, F. B.
Corrosão: um exemplo usual de fenômeno químico.
Química nova na escola, n. 19, p. 11-14, 2004.

Fonte: Elaborado pelo autor.

ACESSAR

Inúmeras reações de oxidação e redução ocorrem de forma espontânea. Muitas delas são indesejadas, como as reações envolvidas nos processos de corrosão metálica. Logo, conhecer os processos de oxidação e redução possibilita o controle ou minimização desses fenômenos.

Diagrama de Célula

Por convenção, as pilhas são representadas seguindo uma ordem de apresentação dos seus componentes. Essa representação é chamada de diagrama de célula. O diagrama de célula deve mostrar, sempre nesta ordem: ânodo/eletrolito do ânodo//eletrolito do cátodo/cátodo. A seguir é apresentado o diagrama de célula da pilha de Daniell: $\text{Zn(s)} / \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) // \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu(s)}$.

Potencial Padrão de Redução

Você deve estar se perguntando: por que na pilha de Daniell os elétrons vão do eletrodo de Zn para o eletrodo de Cu e não ao contrário?

Essa pergunta é respondida da seguinte maneira: cada substância possui uma tendência específica de receber elétrons. Essa tendência a receber elétrons é quantificada através do "Potencial de Redução" da substância. Desse modo, quem tiver menor potencial de redução, irá perder seus elétrons (oxidação), gradativamente, e sofrerá corrosão. Por outro lado, quem tiver maior potencial de redução irá receber elétrons (redução).

Observe no botão a seguir a tabela que apresenta os potenciais padrões de redução para uma série de substâncias. Esse potencial (padrão) das substâncias é medido utilizando como referência o eletrodo de hidrogênio, com concentração dos eletrólitos igual a 1 mol/L, temperatura de 25°C e pressão atmosférica (1 atm).

Para calcular a diferença de potencial (ddp, em volts) de uma pilha, a seguinte equação deve ser utilizada:

$$\Delta E_{\text{cel}}^{\circ} = E^{\circ} \text{reduz} - E^{\circ} \text{oxida}$$

$\Delta E_{\text{cel}}^{\circ}$ - ddp da pilha (V) nas condições-padrão.

$E^{\circ} \text{reduz}$ - potencial-padrão de redução do elemento que se reduz.

$E^{\circ} \text{oxida}$ - potencial-padrão de redução do elemento que se oxida.

Sempre que o $\Delta E_{\text{cel}}^{\circ}$ for superior a zero, o processo é espontâneo.

praticar

Vamos Praticar

Ferro metálico reage espontaneamente com íons Pb^{2+} , em solução aquosa. A ponte salina contém solução concentrada de NaCl . Sabendo que a equação global da pilha é

$\text{Fe (s)} + \text{Pb}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + \text{Pb (s)}$ e que o potencial-padrão de redução do Fe é $-0,44\text{V}$ e do Pb é $-0,13\text{V}$, calcule a diferença de potencial da pilha.

- a) $0,57\text{ V}$.
- b) $0,31\text{ V}$
- c) $-0,31\text{ V}$.
- d) $-0,57\text{ V}$.
- e) $0,44\text{ V}$.

Eletrólise

As reações que possuem diferença de potencial da célula inferior a zero não são espontâneas. Seria impossível, por exemplo, a produção de flúor gasoso a partir de uma reação espontânea de oxirredução, uma vez que esse elemento possui um potencial de redução muito elevado.

A eletrólise é o processo usado para forçar uma reação na direção não espontânea, com o auxílio de uma corrente elétrica. Ela ocorre com soluções aquosas onde existam íons, ou com substâncias iônicas fundidas (na fase líquida).

A composição de uma célula de eletrólise é muito similar ao arranjo de uma pilha:

- Oxidação ocorre no ânodo, doando elétrons.
- Redução ocorre no cátodo, recebendo elétrons.

A principal diferença entre a pilha (célula eletroquímica) e a eletrólise consiste no fato de que na eletrólise é necessário fornecer uma corrente elétrica externa. Na célula de eletrólise os eletrodos podem ser:

- Passivos: são materiais quimicamente inertes que simplesmente fornecem um caminho para os elétrons (platina ou grafita são os mais comuns). Usualmente são utilizados para a purificação de um sal fundido ou solução iônica.
- Ativos: quando os eletrodos são parte da reação eletrolítica. Usualmente são utilizados para banho de materiais de forma a fornecer resistência à corrosão (galvanoplastia).

reflita

Reflita

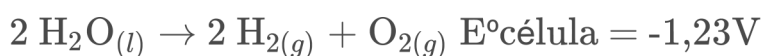
Nas reações eletroquímicas, os potenciais positivos das células representam que a reação é espontânea. Seria possível conduzir uma reação no sentido não espontâneo?

Para forçar uma reação no sentido não espontâneo, a fonte externa deve gerar uma diferença de potencial (ddp) maior do que a ddp da reação espontânea.

Exemplo: a reação do gás hidrogênio com o gás oxigênio produzindo água possui potencial positivo de 1,23 V:



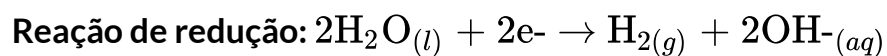
Para obter a reação não espontânea (decomposição da água formando os gases hidrogênio e oxigênio) devemos usar pelo menos 1,23 V da fonte externa.



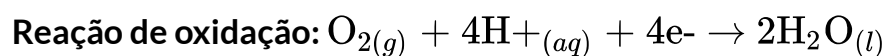
(reação não espontânea)

Fonte: Atkins e Jones (2012).

Quando uma eletrólise é conduzida, não são apenas os metais ou íons presentes em solução que podem sofrer reações de oxirredução. A água também pode participar da reação de eletrólise. Dessa forma, para as reações de eletrólise da água, as seguintes reações de oxidação/redução podem ser consideradas:



$E^\circ = -0,42 \text{ V}$ (em pH 7,0) ou $-0,83 \text{ V}$ (fora da neutralidade)



$E^\circ = +0,82 \text{ V}$, pH = 7,0; 1,23 V.

praticar

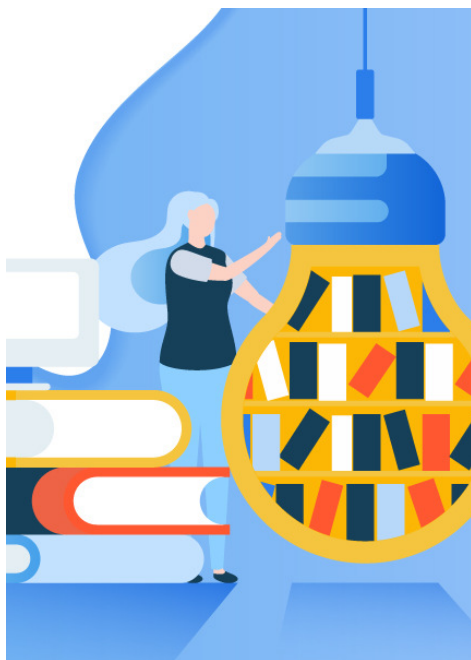
Vamos Praticar

Para saber qual a espécie reduzida no cátodo, devem-se comparar os potenciais de redução das substâncias envolvidas. Uma solução de Mn^{+2} , com concentração 1 mol/L em água é eletrolisada em pH 7. Marque a alternativa que apresenta a espécie reduzida no cátodo e seu respectivo potencial-padrão de redução.

- a) Mn^{+2} , pois possui potencial-padrão de redução -1,18 V.
 - b) Água, pois possui potencial padrão de redução -0,83 V.
 - c) Água, pois possui potencial padrão de redução -0,42 V.
 - d) Mn^{+2} , pois possui potencial-padrão de redução +0,59 V.
 - e) Mn^{+2} , pois possui potencial-padrão de redução +1,23 V.
-

indicações

Material Complementar



LIVRO

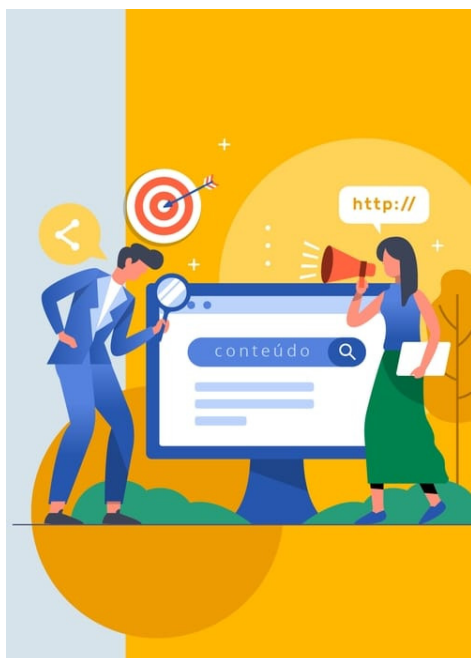
Princípios de Química - Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente

Editora: Bookman

Autor: Peter Atkins

ISBN: 978-85-407-0054-3

Comentário: O livro oferece uma leitura didática e completa, especialmente para o tema eletroquímica, trazendo exemplos e exercícios adicionais para a compreensão deste capítulo.



WEB

Tudo se Transforma, Pilhas e Baterias, Pilhas e Baterias

Ano: 2012

Comentário: O vídeo aborda de uma forma didática e com linguagem simples o tema “eletroquímica”, apresentando a construção de diferentes células eletroquímicas.

ACESSAR

conclusão

Conclusão

Nesta unidade aprendemos os principais conceitos relacionados às reações químicas e eletroquímicas. Iniciamos com a apresentação das principais relações de massa, que constituem grandezas necessárias para calcular as quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação química. Vimos como fazer o balanceamento das reações químicas, obedecendo a lei de Lavoisier, e cálculos estequiométricos utilizados para prever as quantidades de produtos formados ou a quantidade de reagentes para a produção de uma massa determinada de um produto. Por fim, aprendemos que as reações de oxirredução são aquelas em que ocorre a transferência de elétrons de uma substância, que se oxida, para outra substância, que se reduz.

referências

Referências Bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química** - Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. São Paulo: Bookman, 2012.

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÂNICA – IQ / UFRJ. **Anexo 1:** Tabela de

Potenciais-Padrão de Redução. [s.d]. Disponível em: https://dqi.iq.ufrj.br/tabela_de_potenciais.pdf. Acesso em: jan. 2020.

MERÇON, F.; GUIMARÃES, P. I. C.; MAINIER, F. B. Corrosão: um exemplo usual de fenômeno químico. **Química nova na escola**, n. 19, p. 11-14, 2004. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc19/a04.pdf>. Acesso em: jan. 2020.