

CEJA >>

CENTRO DE EDUCAÇÃO
de JOVENS e ADULTOS

**CIÊNCIAS DA
NATUREZA**

e suas **TECNOLOGIAS** >>

Química

Fascículo 6
Unidades 14 e 15

GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

Governador
Wilson Witzel

Vice-Governador
Claudio Castro

SECRETARIA DE ESTADO DE CIÊNCIA, TECNOLOGIA E INOVAÇÃO

Secretário de Estado
Leonardo Rodrigues

SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO

Secretário de Estado
Pedro Fernandes

FUNDAÇÃO CECIERJ

Presidente
Gilson Rodrigues

PRODUÇÃO DO MATERIAL CEJA (CECIEJ)

Coordenação Geral de
Design Instrucional

Cristine Costa Barreto

Elaboração

Andrea Borges

Artur Gonçalves

Atividade Extra

Andrea Borges

Clóvis Valério Gomes

Revisão de Língua Portuguesa

Paulo César Alves

Ana Cristina Andrade dos Santos

Coordenação de Design Instrucional

Flávia Busnardo

Paulo Vasques Miranda

Design Instrucional

Aline Beatriz Alves

Coordenação de Produção

Fábio Rapello Alencar

Capa

André Guimarães de Souza

Projeto Gráfico

Andreia Villar

Imagem da Capa e da Abertura das Unidades

[http://www.sxc.hu/browse.](http://www.sxc.hu/browse.phtml?f=download&id=1381517)

[phtml?f=download&id=1381517](http://www.sxc.hu/browse.phtml?f=download&id=1381517)

Diagramação

Equipe Cederj

Ilustração

Bianca Giacomelli

Clara Gomes

Fernando Romeiro

Jefferson Caçador

Sami Souza

Produção Gráfica

Verônica Paranhos

Sumário

Unidade 14 | Equilíbrio Químico 5

Unidade 15 | Colocando “uma pilha” na nossa conversa 53

Prezado(a) Aluno(a),

Seja bem-vindo a uma nova etapa da sua formação. Estamos aqui para auxiliá-lo numa jornada rumo ao aprendizado e conhecimento.

Você está recebendo o material didático impresso para acompanhamento de seus estudos, contendo as informações necessárias para seu aprendizado e avaliação, exercício de desenvolvimento e fixação dos conteúdos.

Além dele, disponibilizamos também, na sala de disciplina do CEJA Virtual, outros materiais que podem auxiliar na sua aprendizagem.

O CEJA Virtual é o Ambiente virtual de aprendizagem (AVA) do CEJA. É um espaço disponibilizado em um site da internet onde é possível encontrar diversos tipos de materiais como vídeos, animações, textos, listas de exercício, exercícios interativos, simuladores, etc. Além disso, também existem algumas ferramentas de comunicação como chats, fóruns.

Você também pode postar as suas dúvidas nos fóruns de dúvida. Lembre-se que o fórum não é uma ferramenta síncrona, ou seja, seu professor pode não estar online no momento em que você postar seu questionamento, mas assim que possível irá retornar com uma resposta para você.

Para acessar o CEJA Virtual da sua unidade, basta digitar no seu navegador de internet o seguinte endereço:
<http://cejarj.cecierj.edu.br/ava>

Utilize o seu número de matrícula da carteirinha do sistema de controle acadêmico para entrar no ambiente. Basta digitá-lo nos campos "nome de usuário" e "senha".

Feito isso, clique no botão "Acesso". Então, escolha a sala da disciplina que você está estudando. Atenção! Para algumas disciplinas, você precisará verificar o número do fascículo que tem em mãos e acessar a sala correspondente a ele.

Bons estudos!

Equilíbrio Químico

Fascículo 6

Unidade 14

Equilíbrio Químico

Para início de conversa...

Você lembra o que é uma reação química? Bom, se já esqueceu, vamos recordar?

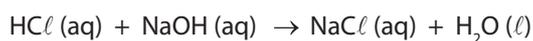
Reação química é todo e qualquer fenômeno químico que ocorre na natureza ou em um laboratório. Normalmente afirmamos que em uma reação química uma ou mais substâncias iniciais, chamadas de reagentes, formam uma ou mais substâncias finais, denominadas produtos de reação. Certo?

Vamos exemplificar. Você já aprendeu em outra unidade que um ácido é capaz de reagir com uma base formando sal e água.



Exemplos deste tipo de reação:

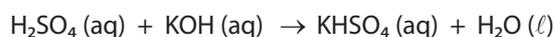
a) Neutralização do ácido clorídrico pelo hidróxido de sódio



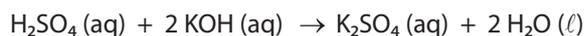
Lembrando que "(aq)" significa solução aquosa e que "(ℓ)" significa substância no estado líquido.



b) Neutralização parcial do ácido sulfúrico pelo hidróxido de potássio



c) Neutralização total do ácido sulfúrico pelo hidróxido de potássio



Agora preste bastante atenção aos dois exemplos a seguir, pois eles são característicos das reações químicas classificadas quanto ao sentido da reação. Isto quer dizer que as reações podem ser reversíveis ou irreversíveis.

d) Calcinação do carbonato de cálcio em recipiente aberto



e) Calcinação do carbonato de cálcio em recipiente fechado



Lembrando que "(s)" significa substância no estado sólido e que "(g)" significa substância no estado gasoso.

Veja que na reação da letra "d" o gás carbônico foi liberado para o meio ambiente e deixou de estar em contato com o outro produto de reação, o óxido de cálcio. Neste caso, a reação é irreversível.

Na reação da letra "e", o gás carbônico não foi liberado para o meio ambiente, ficou em contato com o óxido de cálcio e, por resfriamento, os dois produtos de reação puderam regenerar o reagente inicial, isto é, o carbonato de cálcio. Neste caso, a reação é reversível.

Se você ainda não entendeu essa história de reação reversível e irreversível, não se preocupe, pois vamos conversar muito sobre isso ao longo desta aula.

Objetivos da Aprendizagem

- Calcular a constante de equilíbrio de reações reversíveis, bem como utilizá-la para encontrar as concentrações dos reagentes e produtos da reação a que se refere.
- Identificar os fatores que interferem no equilíbrio químico, assim como avaliar de que forma cada um deles desloca esse equilíbrio.
- Determinar o pH das soluções e, aplicando a escala de pH, definir sua acidez, neutralidade ou basicidade.
- Estabelecer o caráter (básico, ácido ou neutro) de sais que compõe uma solução salina.

Seção 1

O ciclo da água na natureza é um processo reversível ou irreversível?

Afinal, a água na natureza acaba ou não acaba? Esta é a pergunta que não quer calar. Acreditamos que a água não deve acabar. Entretanto, a água potável, material essencial à vida, tende a diminuir cada vez mais, principalmente pela ação desordenada e injustificável do próprio homem, mais notadamente no que diz respeito à poluição das águas. Existem fortes indícios científicos de que as nascentes de água potável que encontramos na natureza passarão pelo problema da falta de água. Por este motivo, todos precisam se conscientizar da importância do não desperdício da água.

A quantidade de água nos rios e nos mares é imensa. Pela análise da Figura 1, percebe-se que essas águas passam pelo processo da evaporação por ação da energia solar, e assim são transformadas em pequenas gotículas que sobem ao céu. A água, depois de evaporada, chega às camadas mais frias de ar que envolvem a Terra e acumula-se, formando as nuvens.

Essas nuvens, por sua vez, transformam-se em chuvas que caem sobre a superfície terrestre. Quando as águas da chuva atingem um solo permeável, são absorvidas para as suas camadas mais profundas, acumulando-se nos lençóis subterrâneos.

Você consegue perceber que o caminho percorrido pela água é um ciclo? O processo começa com a evaporação da água dos rios e dos mares, produzindo vapor d'água para, em seguida, se condensar formando as nuvens, e depois precipitar em forma de chuva, de novo, água líquida.

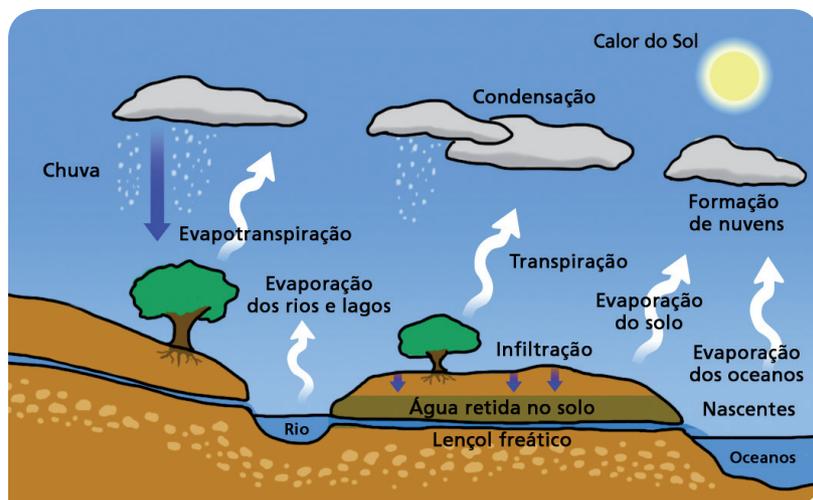


Figura 1: O ciclo da água na natureza é o caminho que ela percorre através de suas transformações físicas, do estado líquido, passando pelo gasoso e retornando ao líquido.

Você consegue perceber que há reversibilidade no ciclo da água? Então, vamos entender melhor o que significa ser reversível.

Seção 2

Reações reversíveis

Um exemplo clássico e importantíssimo ligado às reações reversíveis é aquele relacionado com o processo da respiração e da fotossíntese.



A fotossíntese inicia a maior parte das cadeias alimentares na Terra. Sem esse processo, os animais e muitos outros seres seriam incapazes de sobreviver porque a base da sua alimentação estará sempre nas substâncias orgânicas proporcionadas pelas plantas verdes, ou seja, plantas clorofiladas. Substâncias essas intimamente relacionadas com a respiração que ocorre dentro de nossas células. Ambos, fotossíntese e respiração celular, são processos importantíssimos para seus estudos. Para saber

um pouco mais sobre esses temas, assista aos vídeos disponíveis em:

<http://www.youtube.com/watch?v=-a3ljRaFbdo>

<http://www.youtube.com/watch?v=-xne3VWpBlg>

A respiração, do ponto de vista físico, é a simples inspiração de uma massa gasosa contendo gás oxigênio; nos pulmões, ela é convertida em gás carbônico, produto componente da expiração de outra massa gasosa.

Do ponto de vista químico-biológico, a respiração celular é um fenômeno que consiste basicamente no processo de extração da energia química acumulada nas moléculas, principalmente das substâncias orgânicas, ao se verificar a oxidação dessas substâncias de alto teor energético como, por exemplo, carboidratos (açúcares) e lipídios (gorduras). A **organela** responsável por essa respiração é a **mitocôndria**.

Organela

São estruturas subcelulares comuns a muitos tipos de células. Essas organelas desenvolvem funções distintas, que, no total, produzem características de vida associada à célula.

Mitocôndria

São organelas onde ocorre a respiração celular (geração de energia). Realiza uma oxidação biológica intracelular de compostos orgânicos (na presença de oxigênio) que resulta em gás carbônico e água, e este processo gera a liberação de energia, que é utilizada no metabolismo celular.

Essa respiração celular pode ser de dois tipos:

- Respiração anaeróbica: aquela que não utiliza o gás oxigênio, também chamada de fermentação.
- Respiração aeróbica: aquela que utiliza o gás oxigênio.

Nos organismos aeróbicos, a equação simplificada da respiração celular pode ser representada da seguinte maneira:



Em contrapartida, a fotossíntese é um processo físico-químico realizado pelos seres vivos clorofilados (plantas), em que eles utilizam o dióxido de carbono e a água para obter glicose utilizando a energia solar.

Este é um processo do **anabolismo**, em que a planta clorofilada acumula energia a partir da luz para uso no seu **metabolismo** formando o ATP, uma forma de energia apresentada pelos organismos vivos.

Metabolismo

É o conjunto de transformações que as substâncias químicas sofrem no interior dos organismos vivos.

Anabolismo

É a parte do metabolismo que conduz à síntese de moléculas complexas a partir de moléculas mais simples.

Catabolismo

É a parte do metabolismo que se refere ao processamento da matéria orgânica adquirida pelos seres vivos para fins de obtenção de energia.

A equação simplificada do processo da fotossíntese pode ser representada da seguinte maneira:



Pela análise das duas equações apresentadas anteriormente, percebe-se com facilidade que os processos da respiração e da fotossíntese são formados por reações *químicas reversíveis*. Observe que, na fórmula da respiração celular, a

glicose ($C_6H_{12}O_6$) é decomposta (está do lado esquerdo da fórmula); já na fotossíntese ocorre a formação dessa mesma molécula (ela está do lado direito da fórmula). É cíclico, assim como o percurso que é feito pela água, lembra?

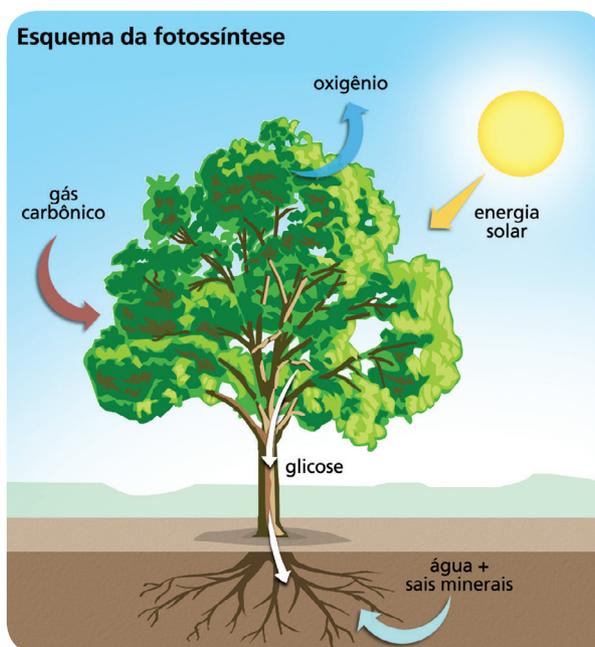


Figura 2: O esquema apresenta, de uma maneira simples, o processo da fotossíntese. Você já deve ter ouvido falar que de dia as plantas liberam gás oxigênio pela ação da energia solar. À noite, o processo é invertido e ocorre o consumo de gás oxigênio com formação de gás carbônico.

Agora que você entende o que significa um processo ser reversível, vamos conversar sobre equilíbrio químico e reações reversíveis.

Seção 3

O que é o equilíbrio químico?

Olhe para a **Figura 3** e responda: O que é necessário para que aquela pessoa se mantenha andando, sem cair, sobre a estreita superfície dos trilhos?

Acredito que você tenha pensado que ela precisa de equilíbrio, não é verdade?



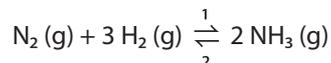
Figura 3: A definição física de equilíbrio diz que esse é o “estado de um corpo que se mantém sobre um apoio, sem se inclinar para nenhum dos lados” (Fonte: Dicionário Michaelis de Língua Portuguesa).

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/264116> – Autor: Eric Feldman

Em química, o que chamamos de equilíbrio tem suas peculiaridades, mas não é muito diferente da ideia de proporção e harmonia que a definição usual do termo carrega. Mas que peculiaridades são essas que o conceito de equilíbrio químico possui? É o que veremos, uma por uma, a seguir.

Reação direta e reação inversa

Para entender o que é uma reação direta e uma reação inversa, vamos analisar a produção de amônia (NH₃) a partir de gás nitrogênio (N₂) e gás hidrogênio (H₂).



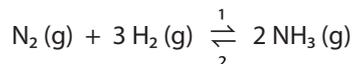
No início da transformação, as quantidades dos reagentes N₂ e H₂ são máximas e vão se reduzindo, com o passar do tempo, até formar o produto NH₃ (reação no sentido 1). Entretanto, ao mesmo tempo em que essa reação está ocorrendo, parte do produto que já foi formado vai se decompondo e produzindo os reagentes (reação no sentido 2). Acontece que a velocidade de transformação dos reagentes vai diminuindo e a do produto, aumentando, até que elas se tornam iguais. Ou seja, a reação está em equilíbrio, formando produto (reação direta) e reagentes (reação inversa) na mesma velocidade.

A reação reversível ocorre simultaneamente nos dois sentidos:

- no da formação dos produtos → sentido 1 ou reação direta.
- no da formação dos reagentes → sentido 2 ou reação inversa.

Equilíbrio químico – Cálculo da Constante de Equilíbrio

Como vimos anteriormente, as reações reversíveis permitem que as transformações químicas atinjam o equilíbrio químico. Voltando à reação de formação do gás amoníaco, teremos:



Para se aplicar o estudo referente ao equilíbrio químico e determinar a constante de equilíbrio correspondente, torna-se necessário aplicar a Lei de Guldberg-Waage ou Lei da Ação das Massas.

Importante

“A velocidade de uma reação química é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes, elevados a expoentes que são os seus coeficientes na equação química correspondente devidamente ajustada” (Peter Waage & Cato Guldberg).

Outra lembrança importante é sobre concentração em quantidade de matéria cuja unidade é expressa em mol/L ou mol.L⁻¹. Você já viu isso, lembra?

- Para encontrar a taxa de reação ou velocidade da reação direta no sentido 1 (v_1), usamos a expressão:
 $v_1 = k_1 \times [\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3$.
- Para encontrar a taxa de reação ou velocidade da reação direta no sentido 2 (v_2), usamos a expressão:
 $v_2 = k_2 \times [\text{NH}_3]^2$.

Importante

As constantes “ k_1 ” e “ k_2 ” denominadas constantes de velocidades específicas, do ponto de vista matemático, são constantes que transformam proporcionalidades em igualdades.

No início do processo, a velocidade no sentido direto (v_1) é máxima, e a velocidade no sentido inverso (v_2) é igual a zero. Entretanto, à medida que o tempo passa, a v_1 vem diminuindo, enquanto a v_2 vai aumentando, até que elas se igualem.

$$v_1 = v_2$$

Ao igualarmos as velocidades, teremos:

$$k_1 \times [\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3 = k_2 \times [\text{NH}_3]^2$$

Deixando no primeiro membro da equação as constantes e no segundo membro as concentrações molares, teremos:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

Matematicamente, tem-se que constante (k_1) sobre constante (k_2) leva à formação de uma nova constante (K_c) conhecida como constante de equilíbrio em função das concentrações molares.

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

A constante de equilíbrio (K_c) de uma reação química é muito útil porque ela indica se uma reação favorece a formação do produto ou favorece a formação do reagente, e pode ser usada para calcular a quantidade de reagente ou de produto presente no equilíbrio.

Quando o sistema atinge o equilíbrio, comporta-se, macroscopicamente, como se estivesse estático; porém, microscopicamente, as moléculas continuam reagindo. O equilíbrio químico alcançado é um *equilíbrio dinâmico*.

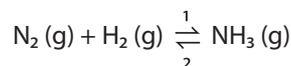
O equilíbrio na prática

Tão importante quanto entender o conceito de equilíbrio químico e de sua constante é saber usá-los para resolver problemas que envolvem as reações químicas. Para ficar mais fácil, vamos explicar a partir de um exemplo.

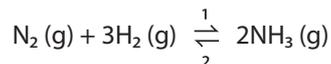
Num recipiente de volume igual a 1,0 litro foram colocados para reagir 3,0 mol de gás nitrogênio (N_2) e 8,0 mol de gás hidrogênio (H_2). A temperatura de todo o processo foi mantida constante. Quando o equilíbrio químico foi alcançado, verificou-se a presença de apenas 4,0 mol do produto amoníaco (NH_3).

Para entender melhor como a reação acontece, vamos analisá-la passo a passo:

- Inicialmente, devemos montar a equação química da reação correspondente.



- Em seguida, a equação deverá estar devidamente ajustada.



- Posteriormente, devemos apresentar as concentrações em mol/L das substâncias participantes, reagentes e produtos de reação. Lembrando que o volume do recipiente vale 1,0 litro. Então temos:

$$[\text{N}_2] = 3,0 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = 8,0 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_3] = 4,0 \text{ mol/L}$$

- Uma das maneiras mais simples de relacionar estes dados é pela tabela do início, meio e fim. Ou seja, no início, os reagentes são postos em contato e a reação ainda vai começar; no meio, tem-se a transformação química propriamente dita traduzida pela relação estequiométrica tirada da própria equação química devidamente balanceada; o fim significa o término do processo caracterizado pelo equilíbrio químico alcançado.

Mas como se monta essa tabela? Vejamos:

- 1) Na tabela devemos colocar primeiro os dados iniciais referentes aos reagentes.

Tempo	[N ₂]	[H ₂]	[NH ₃]
Início	3,0	8,0	
Transformação			
Equilíbrio			

- 2) Em seguida, devemos adicionar na tabela o dado referente ao produto de reação quando o equilíbrio químico foi alcançado.

Tempo	[N ₂]	[H ₂]	[NH ₃]
Início	3,0	8,0	0,0
Transformação			
Equilíbrio			4,0

Lembrando que no início do processo não havia ainda produto de reação, ou seja, a concentração de amoníaco era igual a zero.

- 3) Pela análise da tabela, percebe-se nitidamente que houve uma transformação de gás amoníaco igual a 4,0 mol/L. Era de concentração nula e passou a 4,0. Logo, temos:

Tempo	[N ₂]	[H ₂]	[NH ₃]
Início	3,0	8,0	0,0
Transformação			4,0
Equilíbrio			4,0

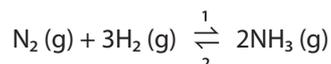
- 4) Recorrendo-se à relação estequiométrica, verifica-se que a proporção entre os compostos participantes é de **1:3:2**. Como houve uma transformação de 4,0 mol de amoníaco, a nova proporção a ser aplicada na tabela será igual a **2:6:4** (duas vezes maior).

Tempo	[N ₂]	[H ₂]	[NH ₃]
Início	3,0	8,0	0,0
Transformação	2,0	6,0	4,0
Equilíbrio			4,0

- 5) Finalmente devemos completar a tabela. Para os reagentes, devemos diminuir os valores encontrados para a transformação dos valores iniciais. Já no caso do produto devemos somar o valor da transformação com o valor inicial que, neste caso, já tinha ocorrido no passo "3".

Tempo	[N ₂]	[H ₂]	[NH ₃]
Início	3,0	8,0	0,0
Transformação	2,0 (-)	6,0 (-)	4,0 (+)
Equilíbrio	1,0	2,0	4,0

Com a tabela pronta, podemos processar o cálculo da constante de equilíbrio em função das concentrações molares (K_c). Lembre-se de que a equação ajustada é:



Sendo assim:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} \rightarrow K_c = \frac{(4,0)^2}{(1,0)(2,0)^3} \rightarrow K_c = \frac{16}{(1,0)(8,0)} \rightarrow K_c = 2,0 (\text{mol/L})^{-2}$$

Veja que, ao colocar as concentrações dos reagentes e dos produtos na equação, elas ficarão elevadas pelo coeficiente da respectiva substância na equação ajustada.

Agora, que tal fazer uma atividade sobre o que vimos até aqui para testar o que você aprendeu?

O K_c da reação de formação do ácido iodídrico

Uma mistura de H₂ e I₂ é levada a reagir a 488° C. O equilíbrio químico é alcançado quando as concentrações das substâncias participantes, no estado gasoso, são:

$$[\text{H}_2] = 0,46 \text{ mol/L}$$

$$[\text{I}_2] = 0,39 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HI}] = 3,0 \text{ mol/L}$$

Dada a reação química: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$, a constante de equilíbrio, em termos de concentrações (K_c), do sistema a 488° C é:

(A) 7,1

(B) 14,2

(C) 50,2

(D) 25,1

(E) 36,4



Anote suas respostas em seu caderno

Atividade
2

Achando as concentrações a partir de K_c

Quando o sistema $A + B \rightarrow C$ atinge o equilíbrio, a concentração de C é 1 mol por litro. Sabendo-se que a constante de equilíbrio nas condições em que o sistema se encontra é igual a 4,0, pode-se afirmar que as concentrações, em mol/L, de A e B no equilíbrio valem:

- (A) 0,25 (B) 0,50 (C) 1,00 (D) 2,00 (E) 4,00

Anote suas respostas em seu caderno

Gráficos envolvendo equilíbrio químico

Além das equações que permitem calcular as constantes de equilíbrio ou encontrar as concentrações de reagentes ou produtos envolvidas em uma determinada reação, é possível também analisar o equilíbrio químico utilizando gráficos que, nesse caso, podem ser de duas categorias:

- Gráficos de velocidade x tempo
- Gráficos de concentração x tempo



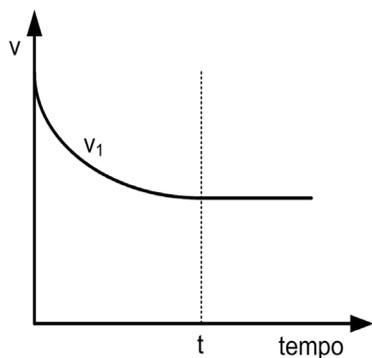
Figura 4: Gráficos facilitam a visualização dos resultados, a análise de comportamentos e a comparação entre duas ou mais variáveis. No caso do equilíbrio químico, as variáveis são velocidade ou concentração ao longo de um determinado período de tempo.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/889385> – Autor: g-point

1ª) Gráficos do tipo velocidade versus tempo

Os gráficos que envolvem a análise da velocidade da reação ao longo do tempo podem ser de três tipos:

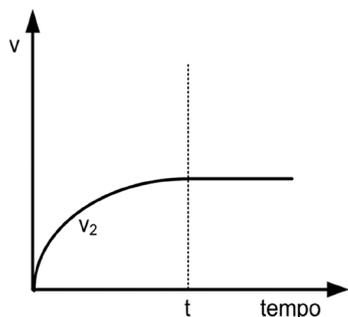
- O 1º gráfico é em função da velocidade de uma reação no sentido 1, isto é, a velocidade do consumo dos reagentes ao longo de determinado período de tempo.



v_1 : velocidade no sentido 1 que vem diminuindo e que ficará constante a partir do instante "t"

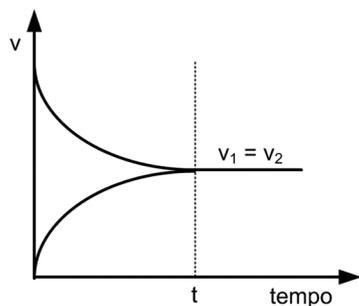
Deve-se ressaltar que a partir do instante "t" a taxa de reação (v_1) fica constante porque é a partir desse momento que a reação química entra em equilíbrio. Essa explicação também será válida para a taxa de reação (v_2) do próximo gráfico.

- O 2º gráfico também é em função da velocidade, só que, dessa vez, no sentido 2, isto é, a velocidade de formação dos produtos de reação ao longo do tempo.



v_2 : velocidade no sentido 2 que vem aumentando e que ficará constante a partir do instante "t"

- Já o 3º gráfico é uma junção dos dois gráficos anteriores com apresentação do equilíbrio químico.

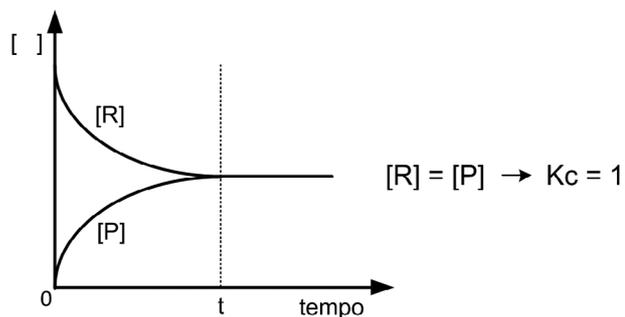


A partir do instante "t" as velocidades nos dois sentidos se igualam e alcança-se o equilíbrio químico

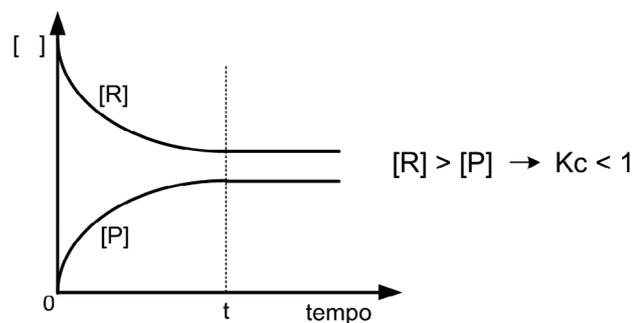
2ª) Gráficos do tipo concentração versus tempo

Os gráficos que permitem a análise da concentração de reagentes e produtos de uma reação ao longo do tempo também podem ser de três tipos:

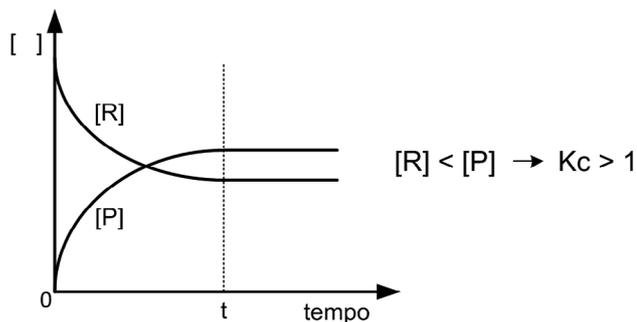
- O 1º gráfico é aquele em que o equilíbrio da reação apresenta-se com uma constante de equilíbrio igual a 1. Isso significa que no momento em que a reação chega ao equilíbrio (tempo "t") as concentrações de reagentes [R] e produtos [P] são iguais.



- O 2º gráfico representa o equilíbrio com uma constante de equilíbrio menor que 1. Ou seja, no momento t, em que a reação alcança o equilíbrio, a concentração dos reagentes é maior que a dos produtos.



- Por fim, o 3º gráfico é do equilíbrio com constante de equilíbrio maior que 1. Nesse caso, no momento t, em que a reação alcança o equilíbrio, a concentração dos reagentes é menor que a dos produtos.



Como resumo do que vimos, podemos dizer que, quando a reação química entra em estado de equilíbrio, as concentrações em mol por litro de reagentes e produtos permanecem constantes, enquanto as velocidades direta e inversa tornam-se e permanecem iguais. Essa situação tende a se manter indefinidamente, caso nenhum agente externo atue sobre o sistema. Mas que agentes são esses e de que forma podem interferir nos sistemas?

Seção 4

Será que o equilíbrio químico resiste às alterações externas?

Sim, o equilíbrio químico pode ser alterado. Para isso, basta que variem alguns agentes externos, como:

- a temperatura,
- a pressão e
- a concentração em mol por litro dos participantes (reagentes e produtos) da reação.

Esses agentes deslocam o equilíbrio químico da reação, ou seja, favorecem a produção das substâncias dos produtos ou dos reagentes.

Princípio de Le Chatelier

Os fatores que provocam o deslocamento do equilíbrio químico foram estudados por Henri Louis Le Châtelier, em 1884. Esse cientista enunciou o princípio geral conhecido como “Princípio da fuga ante a força” ou “Princípio de Le Châtelier”, que diz o seguinte: *“Quando uma força age sobre um sistema em equilíbrio, com modificação de temperatura, de pressão ou de concentração, este se desloca no sentido de anular a ação da força aplicada.”*

Saiba Mais



Fonte: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Lechatelier.jpg> – Autor: Domínio Público

Henri Louis Le Châtelier

Foi um químico e metalurgista francês, nascido no dia 8 de outubro de 1850, em Paris. Contribuiu significativamente para o desenvolvimento da termodinâmica e ficou conhecido pela descoberta da lei do equilíbrio químico em 1888.

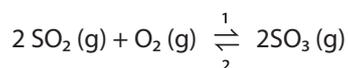
Trabalhou ainda com calor específico em gases a altas temperaturas e métodos de medição de temperaturas. Promoveu a aplicação de química na indústria francesa, especialmente na produção de amoníaco, cimento, aço e cerâmica. Entre os livros que publicou, destacaram-se *Science and Industry* (1925) e *Method in the Experimental Sciences* (1936).

Mas, afinal, de que forma cada um desses fatores interfere no sistema e qual sua influência sobre o equilíbrio de uma reação? É o que veremos!

A influência da concentração

O aumento da concentração de qualquer um dos componentes de um sistema desloca o equilíbrio no sentido da reação que irá consumir parte da quantidade extra-adicionada. O aumento da concentração de qualquer um dos participantes da reação desloca o equilíbrio para o lado oposto, e a diminuição desloca para o mesmo lado. Veja o exemplo a seguir para ficar mais claro.

Considerando-se a seguinte reação química em equilíbrio:



O aumento da concentração em mol/L de um dos reagentes, SO_2 ou O_2 , deslocará o equilíbrio para a direita, ou sentido 1, que é o sentido oposto ao do participante que teve a sua concentração aumentada. E o aumento da concentração em mol/L do produto SO_3 produzirá um deslocamento para a esquerda, ou sentido 2, o sentido oposto ao do participante que teve alteração na sua concentração.

O que ocorre no interior do sistema quando é aumentada a concentração de um dos participantes?

Adicionando-se, por exemplo, quantidade extra de SO_2 , o número de colisões entre as moléculas de O_2 e SO_2 aumenta, provocando elevação da velocidade da reação para a direita, o que favorece a formação do SO_3 . Logo, o sistema tende a readquirir o seu equilíbrio de tal maneira que o valor da K_c seja retomado.

O aumento da concentração de um dos participantes do equilíbrio químico o desloca para o lado oposto.

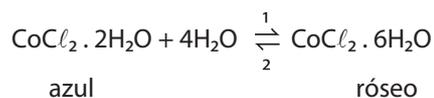
Importante

Indicadores de umidade



Fonte: <http://www.flickr.com/photos/ladymixy-uk/2917396125/sizes/m/in/photostream/>
Autor: Mixy Lorenzo

Os famosos “galinhos do tempo” são bibelôs que, além de enfeitarem, indicam as condições climáticas. Esses objetos têm, aderida a sua superfície, uma camada de cloreto de cobalto, um sal higroscópico (ele absorve a umidade do ambiente). Esse sal reage com a água, produzindo o seguinte equilíbrio químico:



Em dias muito secos, a quantidade de água na atmosfera diminui, e isso faz com que o equilíbrio se desloque para a esquerda, deixando o galinho azul.

Se a umidade do ar estiver elevada, ou seja, se o dia estiver chuvoso, o sal absorve água, deslocando o equilíbrio para a direita, o que torna o galinho rosa.

Saiba Mais

A influência da temperatura

Quanto ao desenvolvimento de calor, as reações químicas podem ser de dois tipos:

- Reação exotérmica: aquela que ocorre com liberação de calor.
- Reação endotérmica: aquela que ocorre com absorção de calor.

Em um sistema químico em equilíbrio, têm-se duas reações químicas distintas, sendo que, se em um sentido uma reação é exotérmica, no sentido oposto a reação será endotérmica.

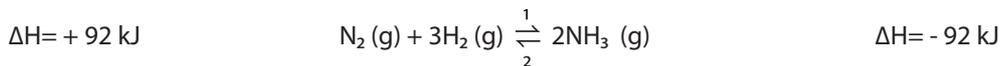
Vamos exemplificar usando o gás amoníaco (NH_3). A formação do NH_3 a partir dos gases H_2 e N_2 é um processo exotérmico representado pela seguinte equação química:



Já a decomposição do NH_3 nos gases H_2 e N_2 , reação inversa a anterior, é um processo endotérmico representado pela seguinte equação química:



As duas reações químicas em equilíbrio serão representadas da seguinte maneira:



O aumento da temperatura de um sistema desloca o equilíbrio no sentido do processo endotérmico ($\Delta H > 0$) porque o calor absorvido em uma reação endotérmica ajuda a compensar o aumento da temperatura. Já a diminuição da temperatura de um sistema desloca o equilíbrio no sentido do processo exotérmico ($\Delta H < 0$) porque o aquecimento gerado na reação exotérmica ajuda a compensar o abaixamento da temperatura.

A temperatura é o único fator externo capaz de alterar o valor da constante de equilíbrio em função das concentrações (K_c), já que, para cada reação, haverá um valor de K_c , a cada temperatura.



Lembre-se de que o valor da constante de equilíbrio não varia, mesmo existindo alterações no volume e na concentração dos participantes do sistema, ou mesmo na pressão exercida sobre ele. A única variável capaz de mudar o valor da constante é a temperatura.

No caso específico da reação de formação do gás amoníaco, um aumento de temperatura irá deslocar o equilíbrio no sentido "2", exatamente o sentido da reação endotérmica ($\Delta H > 0$), favorecendo o aumento das concentrações dos gases reagentes N_2 e H_2 e a diminuição da concentração do produto gasoso NH_3 .

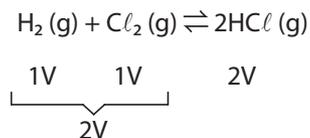
Por sua vez, as alterações nas concentrações dos reagentes e do produto interferem na expressão do K_c , pois o valor do numerador (produto) diminui, enquanto os valores no denominador (reagentes) aumentam, ou seja, a constante de equilíbrio será menor.



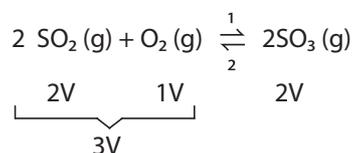
O aumento da temperatura desloca o equilíbrio químico no sentido da reação endotérmica.

A influência da pressão

Existem reações químicas que se processam sem que ocorra alteração do volume (V), ou seja, o volume referente aos reagentes é igual ao volume relacionado aos produtos de reação. Serve de exemplo a formação do cloreto de hidrogênio (HCl) a partir das substâncias simples que o compõem (H₂ e Cl₂).



Outras reações químicas se processam com alteração de volume, umas com contração e outras com expansão de volume. Um exemplo com contração de volume seria a formação do anidrido sulfúrico (SO₃) a partir da combustão do anidrido sulfuroso (SO₂) em presença do gás oxigênio (O₂).



O aumento da pressão total sobre um sistema desloca seu equilíbrio no sentido do menor volume, ou seja, no sentido da reação que ocorre com contração de volume. Esse deslocamento se deve à necessidade de o sistema minimizar os efeitos do aumento da pressão. Se ocorrer a diminuição da pressão total, o sistema desloca o equilíbrio para o lado do maior volume, isto é, no sentido da reação que ocorre com expansão de volume.

Convém ressaltar que nas reações em que não ocorrer variação de volume a pressão não exercerá nenhuma influência no deslocamento do equilíbrio.

A influência do catalisador

Catalisadores são substâncias que, mesmo em pequenas quantidades, são capazes de aumentar a velocidade de uma reação química, normalmente fazendo diminuir a energia de ativação.

A energia de ativação é a energia mínima necessária para alcançar o chamado complexo ativado (Figura 5) e dar início à reação química.

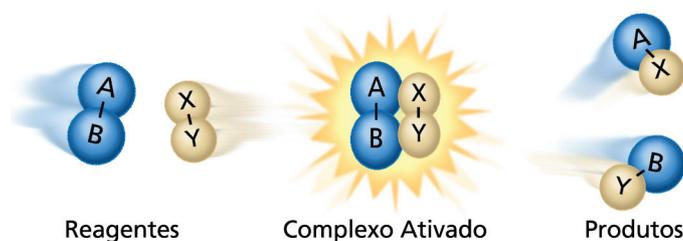


Figura 5: A ocorrência de uma reação química está obrigatoriamente relacionada com o contato entre as moléculas reagentes e a energia de ativação. A formação dos produtos a partir dos reagentes é um processo gradual em que as ligações dos reagentes são quebradas, ao mesmo tempo em que as ligações dos produtos são formadas. O estado de transição no qual coexistem ligações enfraquecidas entre os reagentes e formação de novas ligações nos produtos é chamado de complexo ativado.

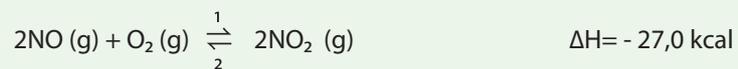
O uso do catalisador aumenta a velocidade da reação, entretanto, não altera o ponto de equilíbrio – não desloca o equilíbrio e nem altera o valor de K_c . O catalisador somente diminui o tempo para que o equilíbrio seja alcançado.



O catalisador não provoca deslocamento no equilíbrio químico.

Os efeitos da temperatura

Qual a alteração provocada pelo aumento de temperatura nesse sistema químico em equilíbrio?



- (A) Aumento da concentração de NO_2 .
- (B) Diminuição da concentração de NO .
- (C) Diminuição da concentração de O_2 .
- (D) Diminuição da concentração de NO_2 .

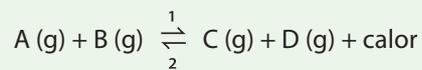
Anote suas
respostas em
seu caderno



Atividade
4

O que afeta a concentração?

Observe a equação química da reação genérica ajustada abaixo:



O rendimento (a concentração) da substância D é aumentado pela (o):

- (A) remoção da substância A.
- (B) remoção da substância C.
- (C) aumento da temperatura.
- (D) adição de um catalisador.
- (E) aumento da pressão.

Anote suas respostas em seu caderno

Atividade
5

Qual a influência do catalisador?

Em uma reação química em equilíbrio, a adição de um catalisador no início da reação pode:

- (A) modificar as concentrações de equilíbrio.
- (B) alterar a constante de equilíbrio.
- (C) modificar a natureza dos produtos.
- (D) alterar o tempo para que o equilíbrio seja alcançado.
- (E) modificar todas as variáveis do sistema.

Anote suas respostas em seu caderno

Seção 5

Como o pH determina se um sistema é ácido ou básico?

Você já ouviu falar em equilíbrio iônico? Não? É um tipo particular de equilíbrio químico em que a reação, além das moléculas, também apresenta íons. São, na verdade, reações envolvendo soluções aquosas com ácidos fracos e bases fracas.

Assim como aqueles fatores externos que já estudamos (concentração, temperatura e pressão) interferem no equilíbrio químico, também as concentrações dos íons H^+ e OH^- interferem nos sistemas iônicos.

Os ácidos têm sabor azedo, já as bases possuem um sabor que chamamos adstringente. Mas você não precisa provar as substâncias para saber se são ácidas ou básicas. Ainda bem, porque muitas delas são extremamente perigosas para nossa saúde!

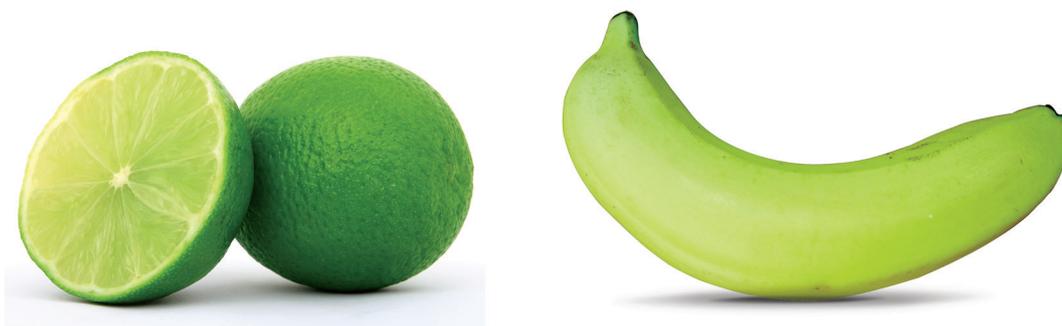


Figura 6: Se você já colocou um limão na boca, sabe que essa é uma fruta com um sabor azedo, não é verdade? E se já comeu uma banana verde sabe que tem gosto de cica, que é um sabor adstringente.

Fonte imagem limão: <http://www.sxc.hu/photo/1091635> – Autor: lockstockb

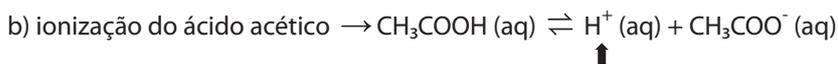
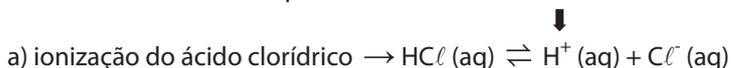
Fonte banana: <http://www.sxc.hu/photo/1252810> – Autor: Thorpe Obazee

Um jeito seguro de identificar substâncias ácidas e básicas é medindo o seu pH. Vamos entender o que é isso.

Ionização dos ácidos – pH

Lembra que falamos um pouco sobre pH lá na unidade "Funções inorgânicas"? Agora, vamos estudar um pouco mais sobre esse conceito importante da química. Os ácidos em soluções se ionizam produzindo o cátion hidrogênio (H^+) e um ânion. E é exatamente pela concentração deste cátion (H^+), conhecida como concentração hidrogeniônica, que se consegue determinar a acidez ou a basicidade de uma solução.

Observe esses dois exemplos:



A concentração hidrogeniônica ($[\text{H}^+]$) depende fundamentalmente:

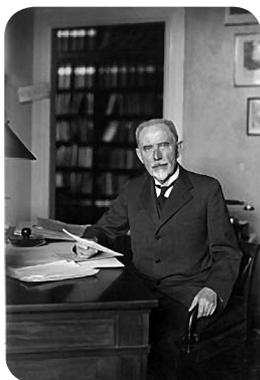
- do número de hidrogênios ionizáveis por molécula (n),
- da concentração, em mol/L, da solução (\mathcal{M}) e
- do grau de ionização (α).

Sendo assim, temos a seguinte fórmula para essa concentração:

$$[\text{H}^+] = n \times \mathcal{M} \times \alpha$$

Como as concentrações do cátion hidrogênio normalmente apresentam valores muito pequenos, principalmente nos ácidos fracos, um cientista chamado Sørensen idealizou uma escala numérica que simplificava esses valores, transformando-os em números inteiros ou decimais maiores que 1. Para isso, o cientista usou o conceito de logaritmo.

Saiba Mais



Fonte: http://en.wikipedia.org/wiki/File:SPL_Sorensen.jpg

Soren Peter Lauritz Sørensen

Foi um bioquímico dinamarquês nascido em 9 de janeiro de 1868. Sørensen começou a estudar Medicina na Universidade de Copenhaga, mudando, posteriormente, para Química. Realizou trabalhos sobre enzimas e proteínas e, em 1909, introduziu o conceito de pH para exprimir a concentração de íons de hidrogênio. A escala de pH rapidamente foi aceita pela comunidade científica e, em 1935, foi desenvolvido e comercializado por Arnold Beckman o primeiro medidor portátil de pH. As letras pH são as abreviaturas de pondus hydrogenii, traduzido como potencial de hidrogênio.

Adaptado de: <http://quimica-deribeiraopreto.blogspot.com.br/2009/07/soren-sorensen-historia-do-ph.html>

Na escala de Sørensen, caracteriza-se pH como sendo o logaritmo do inverso da concentração hidrogeniônica ou o negativo do logaritmo da concentração do cátion H^+ :

$$\text{pH} = \log 1/[\text{H}^+] \quad \text{ou} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Conceito de logaritmo (log)

Não temos o objetivo de ensinar logaritmo, pois essa é uma aula de química, certo? Você encontrará aqui um resumo para as principais operações. Caso queira se aprofundar ou relembrar, disponibilizamos, na seção *Veja Ainda*, indicações de material para isso.

É preciso lembrar que $\log_a b = x$ e $a^x = b$. A partir daí veja como aplicar logaritmos em algumas operações aritméticas:

- Multiplicação → operação com números: $a \cdot b$

$$\text{Identidade logarítmica: } \log(a \cdot b) = \log(a) + \log(b)$$

$$\text{Exemplo: } \log(2 \cdot 3) = \log(2) + \log(3)$$

- Divisão → operação com números: a/b

$$\text{Identidade logarítmica: } \log(a/b) = \log(a) - \log(b)$$

$$\text{Exemplo: } \log(2/3) = \log(2) - \log(3)$$

- Potenciação → operação com números: a^b

$$\text{Identidade logarítmica: } \log(a^b) = b \times \log(a)$$

$$\text{Exemplo: } \log 2^3 = 3 \times \log(2)$$

- Radiciação → operação com números: ${}^b\sqrt{a}$

$$\text{Identidade logarítmica: } \log {}^b\sqrt{a} = \frac{\log(a)}{b}$$

Exemplo:

$$\log {}^3\sqrt{2} = \log 2^{1/3} = \frac{1}{3} \log 2 = \frac{\log 2}{3}$$

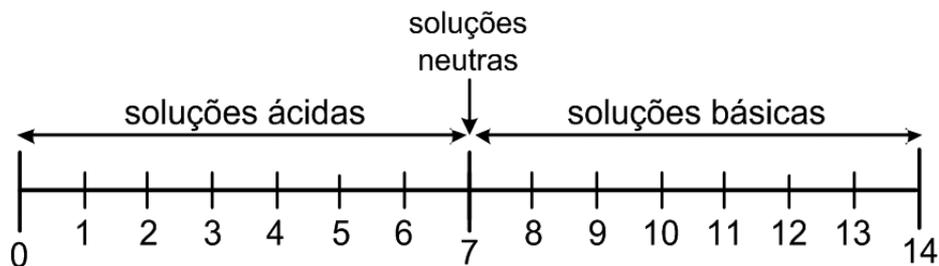
Alguns exemplos de logaritmo:

$$\log 1 = 0,00 \quad \log 2 = 0,30 \quad \log 3 = 0,47 \quad \log 4 = 0,60 \quad \log 5 = 0,70$$

$$\log 6 = 0,78 \quad \log 7 = 0,84 \quad \log 8 = 0,90 \quad \log 9 = 0,95 \quad \log 10 = 1,0$$

Saiba Mais

A escala de Sørensen ou escala de pH apresenta uma variação de 0 a 14, segundo o seguinte esquema:



Analisando a escala, percebemos que as soluções neutras (ou água pura) apresentam um pH igual a sete ($\text{pH} = 7$). As soluções ácidas terão um valor de pH menor do que sete ($\text{pH} < 7$), enquanto as soluções básicas serão aquelas com pH maior que sete ($\text{pH} > 7$).

Resumindo, para encontrar o valor do pH, você usará a fórmula que envolve o cálculo de logaritmo. Mas, para usar essa fórmula, você precisará saber o valor da concentração hidrogeniônica ($[\text{H}^+]$). Caso o problema não informe esse valor, será preciso encontrá-lo a partir da sua fórmula, que permitirá também encontrar o valor das variáveis que fazem parte dela.

Por fim, quando achar o valor do pH, use a escala de Sørensen para determinar se a solução é ácida ou básica. Faça as atividades a seguir para ver se você entendeu.



Determinando o pH

Um suco de laranja possui concentração de íons H^+ igual a $0,0001 \text{ mol/L}$. Determine o valor do pH para esse suco.

Anote suas respostas em seu caderno

Vamos encontrar a concentração de H⁺?

Uma solução de água sanitária foi preparada e, no controle de qualidade, foi detectado um pH = 13. Determine a concentração hidrogeniônica dessa solução.

Anote suas respostas em seu caderno



Complicando os cálculos

Determine o pH de uma solução de HCl 0,1 mol/L, considerando a ionização total do ácido.

Anote suas respostas em seu caderno

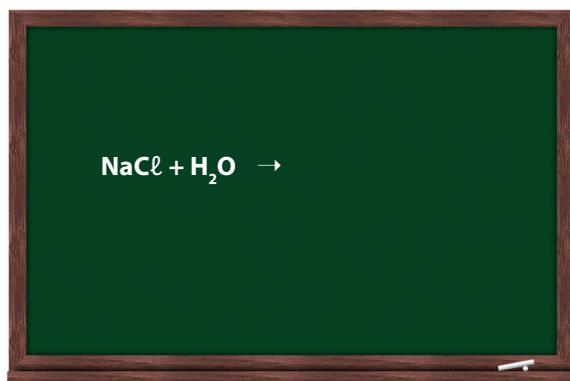


Seção 6

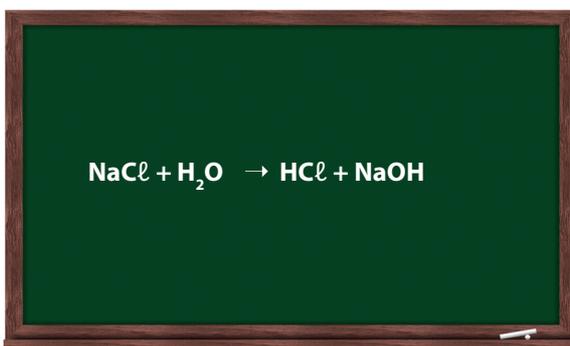
Uma solução salina apresenta caráter neutro, ácido ou básico?

Em uma de suas aulas, um professor de química do ensino médio perguntou a seus alunos: “Quais os produtos da reação de hidrólise do cloreto de sódio?”

Em seguida, ele escreveu na lousa o seguinte:



Os alunos responderam ácido clorídrico e hidróxido de sódio, e completaram a reação:



Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/1206710> – Autor: Illker

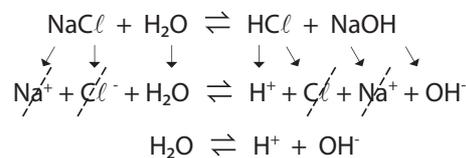
O professor se dirigiu à turma e disse: “Quer dizer, então, que a reação do sal de cozinha com a água tem esses produtos? Por favor, não me convidem para jantar uma sopa na casa de vocês porque eu não estou a fim de tomar ácido muriático (HCl) e soda cáustica (NaOH)”.

Claro que os alunos acharam o fato engraçado, mas pediram ao mestre uma explicação do motivo de não serem aqueles os produtos da reação. Então vamos lá!

Primeiro, é importante que você relembre o que aprendeu sobre ácidos, bases e sais. Para entender o que acontece nesse tipo de sistema, é preciso, também, ter em mente que se um dos reagentes é um sal, temos que saber se o ácido e a base são fortes ou fracos. Isso fará toda a diferença. Vejamos cada uma das possibilidades:

- Hidrólise de sal de ácido forte + base forte \rightarrow sal de reação neutra

Vamos começar com o exemplo do professor de nossa história: a hidrólise do cloreto de sódio.



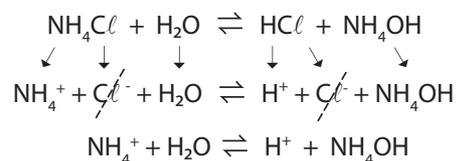
Nesse caso, não há hidrólise do cloreto de sódio (NaCl); a solução permanece neutra, com quantidades iguais de íons H⁺ e OH⁻, isto é, a solução tem pH = 7. O cloreto de sódio é um sal de reação neutra, e por isso podemos colocá-lo sem medo em nossa comida.

Para melhor esclarecimento sobre esse processo produzir uma solução neutra, devemos recordar que os sais e as bases são compostos iônicos que, em solução, se dissociam, e os ácidos são compostos moleculares que se ionizam. Portanto, os compostos NaCl, HCl e NaOH estão dissociados ou ionizados, enquanto a água (H₂O) é um composto molecular que não se ioniza.

Percebe-se que o cátion Na⁺ e o ânion Cl⁻ estão presentes nos dois lados da reação e, portanto, podem ser simplificados de maneira análoga a uma operação algébrica, como se não houvesse a participação deles na hidrólise propriamente dita.

- Hidrólise de sal de ácido forte + base fraca → sal de reação ácida

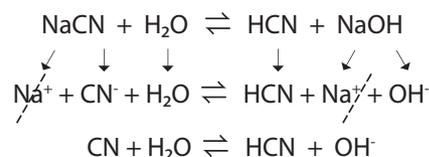
Usaremos como exemplo desse tipo de reação a hidrólise do cloreto de amônio.



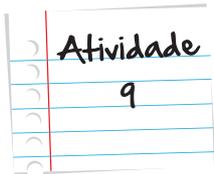
Nesse caso, ocorre hidrólise do cátion amônio (NH₄⁺) com liberação do cátion hidrogênio (H⁺), significando que a solução deste sal tem caráter ácido, isto é, a solução apresenta pH < 7. O cloreto de amônio é um sal de reação ácida.

- Hidrólise de sal de ácido fraco + base forte → sal de reação básica

Nosso exemplo de reação agora será a hidrólise do cianeto de sódio.



Nesse caso, ocorre hidrólise do ânion cianeto (CN⁻) com formação do ânion hidroxila (OH⁻), caracterizando que a solução desse sal tem caráter básico, isto é, a solução apresenta pH > 7. O cianeto de sódio é um sal de reação básica.



Ácida ou básica?

Na dissolução de bicarbonato de sódio em água, ocorre hidrólise apenas do ânion, resultando em uma solução com:

- (A) $\text{pH} = 7$, pois o NaHCO_3 é um sal de ácido e base fortes.
- (B) $\text{pH} < 7$, pois o NaHCO_3 é um sal de ácido forte e base fraca.
- (C) $\text{pH} > 7$, pois o NaHCO_3 é um sal de ácido fraco e base forte.
- (D) $\text{pH} < 7$, pois o NaHCO_3 é um sal de ácido e base fracos.
- (E) $\text{pH} > 7$, pois o NaHCO_3 é um sal de base fraca e ácido forte.

Anote suas respostas em seu caderno

Quantos conceitos novos vimos nesta unidade, não é verdade? Você deve estar se perguntando por que precisamos saber tanto sobre essas tais reações químicas! A resposta é simples: elas são essenciais à vida na Terra e envolvem praticamente tudo que nos cerca. Que ver um exemplo?

Imagine que você precisa fazer uma ligação urgente. No meio da ligação seu celular desliga. Você pensa: "Puxa, acabou a bateria!"

Será que foi isso mesmo que aconteceu? Pense comigo, se a bateria tivesse acabado você deveria jogá-la fora e comprar outra, certo? Mas o que você faz quando isso acontece? Sim, você a recarrega! Já parou para pensar o que está acontecendo dentro deste dispositivo tão imprescindível para nós?

Pois saiba que pilhas e baterias dependem de reações químicas para produzir corrente elétrica e fazer nossos aparelhos eletroeletrônicos funcionarem. Essas reações possuem um nome especial e são tão importantes que dedicaremos a próxima unidade ao seu estudo. Ficou curioso? Então não perca.

Resumo

- Reações irreversíveis são aquelas em que pelo menos um dos reagentes é completamente consumido, não permitindo que o processo se reverta. É o caso, por exemplo, da combustão, onde as cinzas, um dos produtos da reação, não voltam a ser um dos reagentes que foi queimado.
- Nas reações reversíveis os reagentes são transformados em produtos (reação direta) que, por sua vez, podem ser convertidos em reagentes novamente (reação inversa). As reações direta e inversa acontecem de maneira dinâmica e simultânea.
- O equilíbrio químico só é alcançado em reações reversíveis, e isso acontece quando a velocidade da reação direta é igual a da reação inversa.
- O equilíbrio químico pode ser alterado pela variação da temperatura, da pressão ou da concentração dos participantes da reação.
- O aumento da concentração de um dos componentes de uma reação química em equilíbrio desloca o equilíbrio para o lado oposto da substância que sofreu alteração.
- Ao aumentar a temperatura de uma reação em equilíbrio químico, ele é deslocado no sentido da reação endotérmica.
- O aumento da pressão sobre uma reação química em equilíbrio desloca-o no sentido da contração do volume.
- Catalisadores não interferem no equilíbrio químico de uma reação.
- A única variável externa capaz de mudar o valor de K_c é a temperatura.
- O *pH* (potencial hidrogeniônico ou potencial hidrogênio iônico) é um índice que indica a acidez, basicidade ou neutralidade de um determinado meio.
- Para determinar o *pH*, é importante determinar a concentração de íons hidrogênio ($[H^+]$) em uma solução.
- Para calcular o *pH*, usamos: $pH = \log 1/[H^+]$ ou $pH = -\log [H^+]$.
- A escala de Sørensen determina que soluções com $pH = 7$ são neutras. Já as com $pH < 7$ são ácidas, e as soluções com $pH > 7$ são básicas.
- As soluções salinas podem ser neutras, ácidas ou básicas. O que determina essa característica é o caráter forte ou fraco do ácido e da base que reagem entre si.

- Quando ocorre a hidrólise de um sal de ácido forte com uma base forte, teremos como produto um sal de reação neutra.
- Quando a hidrólise é de sal de ácido forte com uma base fraca, teremos a formação de um sal de reação ácida.
- Quando a reação de hidrólise se dá entre um sal de ácido fraco com uma base forte, o resultado é um sal de reação básica.

Veja ainda..

Quer saber mais sobre equilíbrio químico? Então acesse: <http://www.lce.esalq.usp.br/arquimedes/Atividade03.pdf>

Se tiver curiosidade, entre neste endereço e veja uma experiência mostrando como o gás carbônico interfere no equilíbrio químico do íon bicarbonato:

<http://www.pontociencia.org.br/experimentos-interna.php?experimento=301&EQUILIBRIO+QUIMICO+DO+ION+BICARBONATO+EFEITO+DA+CONCENTRACAO#top>

Se você sentiu dificuldades com o tema logaritmos e precisa revê-lo, ou quer se aprofundar, sugerimos que assista às três aulas indicadas a seguir:

Aula 1: <http://www.youtube.com/watch?v=Q8Q6wQnTZTo>

Aula 2: http://www.youtube.com/watch?v=pN_tK6fGMzM&feature=relmfu

Aula 3: <http://www.youtube.com/watch?v=nvTw3R03T6c&feature=relmfu>

Referências

- CHANG, R. **Química**. 5 ed. Lisboa: McGraw-Hill, 1994.
- FELTRE, R. **Fundamentos da Química**. 4 ed. São Paulo: Editora Moderna, 2005.
- JONES, L.; ATKINS, P. W. **Chemistry: molecules, matter and change**. 4 ed. New York: Freeman, 2000.
- KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; WEAVER, G. C. **Química Geral e Reações Químicas**. 6 ed., São Paulo: Cengage Learning, 2009. Vol. 1.

- KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M. **Química Geral e Reações Químicas**. 5 ed., volume 2, São Paulo: Cengage Learning, 2009.
- LEE, J. D. **Química Inorgânica não tão concisa**. 4 ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1996.
- RUSSEL, J. B. **Química Geral**. 2 ed. São Paulo: Makron Books do Brasil, 1994. Vols. 1 e 2.
- SOUZA, A. C.; GONÇALVES, A. **Química Geral e Inorgânica** – Coleção Química Hoje. 3 ed., Rio de Janeiro: Produção Independente, 2008. Vol. 1.

Atividade 1

O primeiro passo é montar a equação da constante de equilíbrio e calcular:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \rightarrow K_c = \frac{(3,0)^2}{(0,46) \cdot (0,39)} \rightarrow K_c = 50,2$$

Resposta: C

Atividade 2

Quando a reação $A + B \rightleftharpoons C$ está em equilíbrio, temos:

$[A] = x$ mol/L (o problema não nos dá esse valor).

$[B] = x$ mol/L (o problema não nos dá esse valor).

$[C] = 1,0$ mol/L (valor fornecido pelo problema).

Agora, montamos a equação com a concentração que sabemos e o valor de K_c que é informado e calculamos as concentrações de A e B.

$$K_c = \frac{[C]}{[A][B]} \rightarrow K_c = \frac{(1,0)}{(x)(x)} \rightarrow x^2 = \frac{1,0}{4,0} \rightarrow x = 0,5$$

Resposta: B

Atividade 3

A reação em questão é do tipo exotérmica (sentido 1) e um aumento de temperatura deslocará o equilíbrio no sentido 2, que é endotérmica. Sendo assim, vamos avaliar cada um dos itens:

(A) NÃO. Com o equilíbrio sendo deslocado no sentido 2, haverá diminuição da concentração de NO_2 .

(B) NÃO. No sentido 2 haverá aumento da concentração de NO.

(C) NÃO. Pelo mesmo motivo da letra B, haverá aumento da concentração de O₂.

(D) SIM. O equilíbrio será deslocado no sentido 2, consumindo maior quantidade de NO₂.

Resposta: D

Respostas
das
Atividades

Atividade 4

A reação em questão é do tipo exotérmica no sentido 1. Observe que há liberação de calor durante a formação dos produtos C e D. As alterações que podem levar ao aumento no rendimento da substância D (aumento da concentração), um dos produtos da reação, são:

- aumento da concentração de um dos reagentes (A e B);
- retirada do produto C (essa retirada leva a diminuição sua concentração e provoca a formação de mais produto C. Como consequência do aumento de formação de C, temos maior concentração do produto D);
- diminuição da temperatura, pois desloca o equilíbrio no sentido 1, aumentando a concentração dos produtos.

Já a pressão não exerce influência porque a reação ocorre com conservação de volume, e o catalisador não exerce influência sobre o equilíbrio.

Resposta: B

Atividade 05

Um catalisador não exerce influência no equilíbrio; ele apenas poderia fazer com que o equilíbrio fosse alcançado mais rapidamente, desde que adicionado antes de a reação ter sido iniciada.

Resposta: D



Atividade 06

Dados do problema: $[H^+] = 0,0001 \text{ mol/L} \rightarrow [H^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$

Pergunta do problema: $\text{pH} = ?$

Como o problema nos dá o valor de $[H^+]$, basta usar a fórmula do pH:

$$\text{pH} = -\log [H^+] \rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-4} \rightarrow \text{pH} = -(-4) \times \log 10$$

$$\text{pH} = 4 \times \log 10 \rightarrow \text{pH} = 4 \times 1 \rightarrow \text{pH} = 4$$

Resposta: $\text{pH} = 4$

Atividade 07

Dados do problema: $\text{pH} = 13$

Pergunta do problema: $[H^+] = ?$

Dessa vez nós temos o valor do pH e queremos encontrar o valor da concentração de íons hidrogênio. Novamente podemos usar direto a fórmula do pH:

$$\text{pH} = -\log [H^+] \rightarrow 13 = -\log [H^+] \rightarrow -13 = \log [H^+] \rightarrow [H^+] = 10^{-13} \text{ mol/L}$$

Resposta: $[H^+] = 10^{-13} \text{ mol/L}$

Atividade 08

Dados fornecidos pelo problema: M do $\text{HCl} = 0,1 \text{ mol/L}$.

Ácido 100% ionizado $\rightarrow \alpha = 1$

Pergunta do problema: pH = ?

Veja que dessa vez queremos encontrar o pH, mas não temos o valor de $[H^+]$, portanto, temos que encontrá-lo. Para isso, vamos usar a fórmula da determinação da concentração hidrogeniônica primeiro:

$$[H^+] = n \times M \times \alpha \rightarrow [H^+] = 1 \times 0,1 \times 1 \rightarrow [H^+] = 0,1 \text{ mol/L} \rightarrow [H^+] = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Agora que sabemos o valor de $[H^+]$, podemos usar uma das fórmulas do pH:

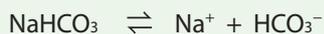
$$\text{pH} = -\log [H^+] \rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-1} \rightarrow \text{pH} = -(-1) \times \log 10$$

$$\text{pH} = 1 \times \log 10 \rightarrow \text{pH} = 1$$

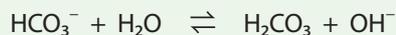
Resposta: pH = 1

Atividade 09

A primeira coisa a fazer é montar a reação do bicarbonato:

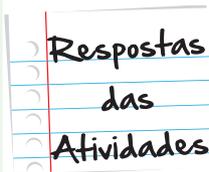


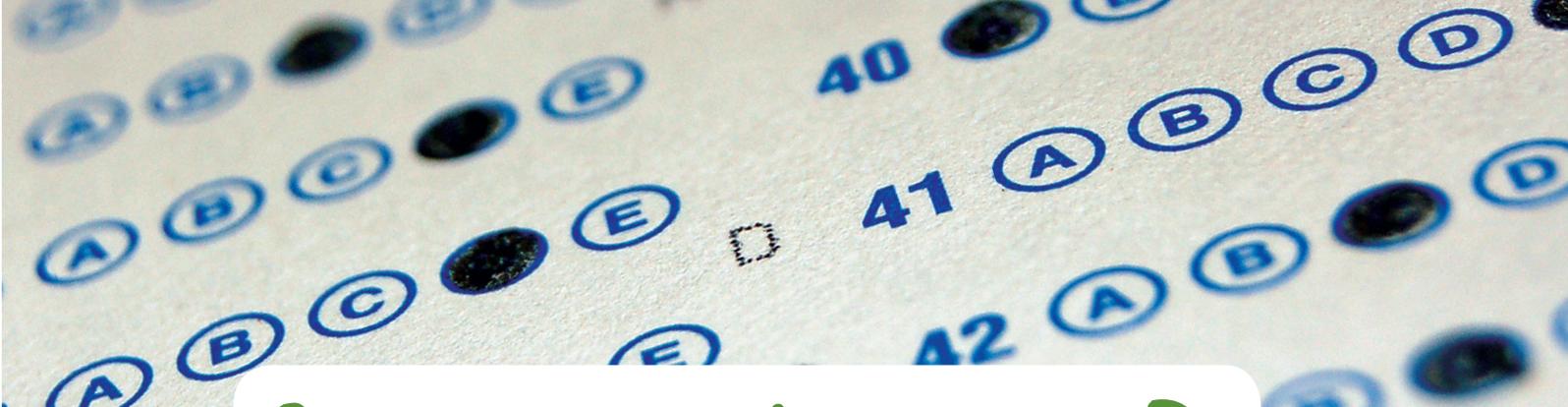
Lembre-se de que o problema disse que ocorre hidrólise apenas do ânion:



Na hidrólise apenas do ânion (HCO_3^-) verifica-se a formação do ânion hidroxila (OH^-) identificando o caráter básico do sal bicarbonato de sódio. O pH dessa solução será maior que 7, e o bicarbonato de sódio é um sal proveniente da reação de um ácido fraco (H_2CO_3) com uma base forte (NaOH).

Resposta: C

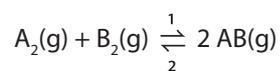




O que perguntam por aí?

Questão 1 (Uel/2008)

Em um recipiente fechado, misturam-se 2,0 mol de $A_2(g)$ com 3,0 mol de $B_2(g)$. Ocorrem as reações:



Sendo v_1 e v_2 velocidades das reações indicadas, $[A_2]$ e $[B_2]$ as concentrações dos reagentes em mol/L, pode-se afirmar que o sistema atinge o equilíbrio quando:

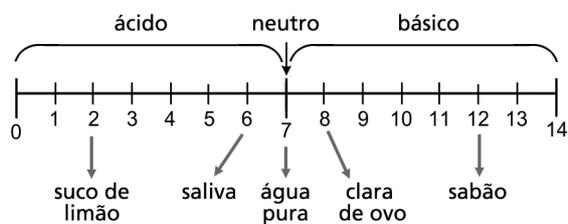
- a) $v_1 = v_2$
- b) $v_1 = 2v_2$
- c) $[A_2] = 0$
- d) $[B_2] = 0$
- e) $[A_2] = [B_2]$

Resposta: A

Comentário: O sistema atinge o equilíbrio quando as velocidades se igualam.

Questão 2 (ENEM/1998)

O pH informa a acidez ou a basicidade de uma solução. A escala abaixo apresenta a natureza e o pH de algumas soluções e da água pura, a 25°C.



Uma solução desconhecida estava sendo testada no laboratório por um grupo de alunos. Esses alunos decidiram que deveriam medir o pH dessa solução com um dos parâmetros escolhidos na identificação da solução. Os resultados obtidos estão na tabela a seguir.

Aluno	Valor de pH
Carlos	4,5
Gustavo	5,5
Simone	5,0
Valéria	6,0
Paulo	4,5
Wagner	5,0
Renata	5,0
Rodrigo	5,5
Augusta	5,0
Eliane	5,5

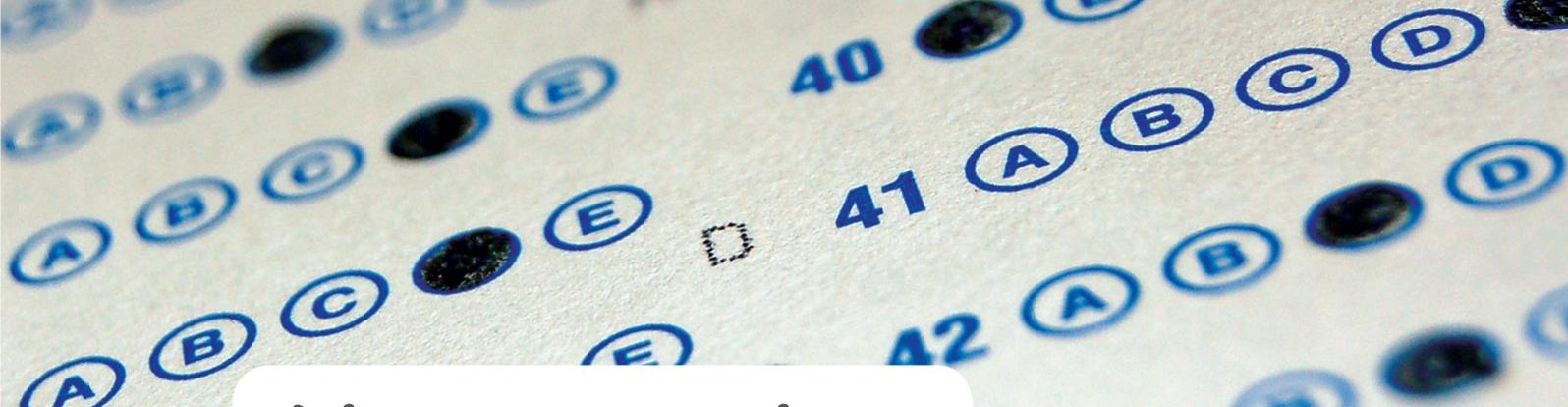
Da solução testada pelos alunos, o professor retirou 100 mL e adicionou água até completar 200 mL de solução diluída. O próximo grupo de alunos a medir o pH deverá encontrar para o mesmo:

- a) valores inferiores a 1,0.
- b) os mesmos valores.
- c) valores entre 5 e 7.
- d) valores entre 5 e 3.
- e) sempre o valor 7.

Resposta: C

Comentário:

Após a diluição, continuaremos tendo a presença de íons $[H^+]$, fato que continuará dando à solução final um caráter ácido, e o esperado serão valores compreendidos entre 5 e 7.



Atividade extra

Exercício 1 – Adaptado de UFRRJ – 2006

Um estado de equilíbrio químico tende a se estabelecer em reações reversíveis.

A situação que representa um sistema em estado de equilíbrio é uma

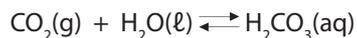
- a. xícara de café bem quente.
- b. chama uniforme do gás de cozinha.
- c. garrafa de água mineral gasosa fechada.
- d. porção de água fervendo em temperatura constante.

Exercício 2 – Adaptado de UERJ – 2007

Quando uma reação química atinge o equilíbrio químico:

- a. as velocidades das reações direta e inversa são iguais.
- b. a temperatura do sistema é igual à do ambiente.
- c. os produtos foram totalmente consumidos.
- d. o sentido da reação é direto.

dos ingredientes do produto, de acordo com a equação:

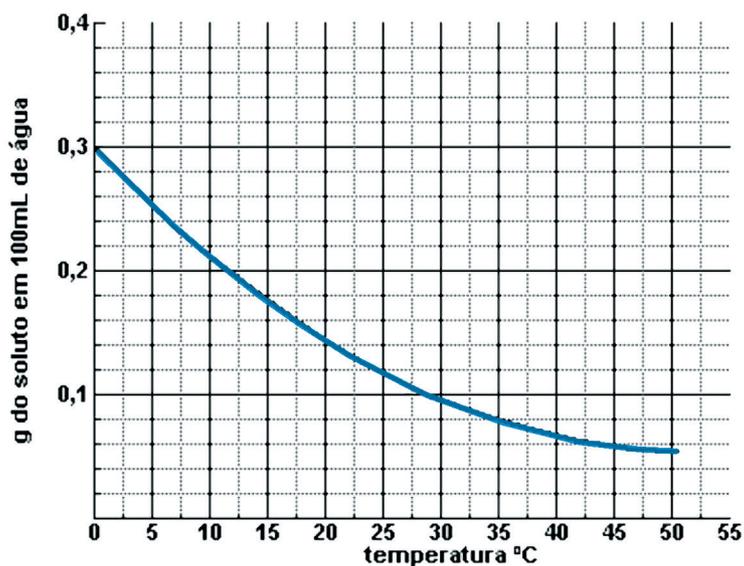


A alteração do equilíbrio anterior, relacionada ao vazamento do refrigerante nas condições descritas, tem como consequência a

- a. liberação de CO_2 para o ambiente.
- b. elevação da temperatura do recipiente.
- c. elevação da pressão interna no recipiente.
- d. elevação da concentração de CO_2 no líquido.

Exercício 6 – Adaptado de UFCS – 2010

O gráfico a seguir representa a solubilidade de CO_2 na água em diferentes temperaturas:



Explique o efeito do aumento de temperatura no equilíbrio químico e na concentração de CO_2 dissolvido.

Exercício 7 – CECIERJ – 2013

Hortênsias plantadas em solo de pH inferior a 7 são rosas e em pH superior a 7, são azuis.

Para obter hortênsias azuis, seria necessário plantá-las em:

- a. solos calcários que são básicos.
- b. solos arenosos que são ácidos ou neutros.
- c. solos argilosos que são neutros ou levemente ácidos.
- d. uma mistura de solos argilosos e arenosos, que são neutros ou levemente ácidos.

Gabarito

Exercício 1 - Adaptado de UFRRJ - 2006

A B C D

Exercício 2 - Adaptado de UERJ - 2007

A B C D

Exercício 3 - Adaptado de UERJ - 2007

A B C D

Exercício 4 - Cecierj - 2013

A B C D

Exercício 5 - Adaptado de ENEM - 2010 (2ª aplicação)

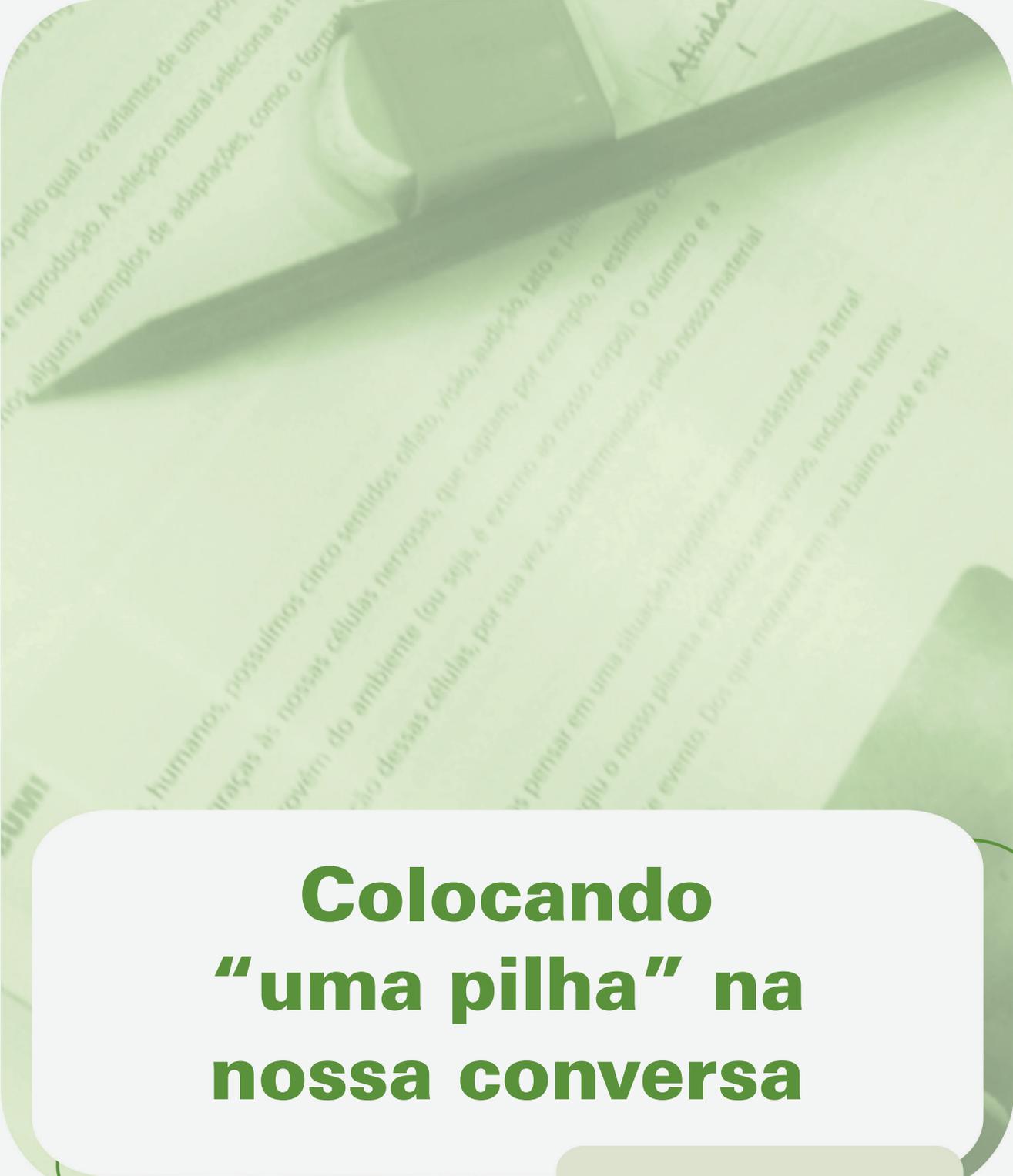
A B C D

Exercício 6 - Adaptado de UFCS - 2010

Com o aumento da temperatura, altera-se o equilíbrio químico e a concentração de CO_2 dissolvido diminui.

Exercício 7 - CECIERJ - 2013

- A** **B** **C** **D**



Colocando “uma pilha” na nossa conversa

Fascículo 6
Unidade 15

Colocando “uma pilha” na nossa conversa

Para início de conversa..

Uma alternativa viável aos combustíveis fósseis que você estudou nas unidades anteriores são as células combustíveis. Você já escutou falar delas?

As células combustíveis são dispositivos que utilizam o hidrogênio para gerar a energia que movimenta o motor elétrico do veículo, em um processo parecido com o 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 recarregáveis são formadas por reações reversíveis, ou seja, reações que ocorrem nos dois sentidos, como você estudou na unidade anterior.

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. Imagine o mundo sem as pilhas e baterias.



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

Fonte: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Batteries.jpg> – Autor: Brianiac

O objetivo desta unidade é apresentar a você o funcionamento das pilhas e baterias e como uma reação química pode gerar corrente elétrica para o funcionamento de rádios, celulares, computadores e outros equipamentos eletrônicos.

Seja bem-vindo!

Objetivos de aprendizagem

- Identificar os processos de oxidação e redução em reações químicas.
- Compreender o funcionamento de uma pilha.
- Calcular a voltagem de uma pilha, utilizando uma tabela de potenciais de redução/oxidação.
- Identificar fenômenos eletroquímicos que ocorrem em seu cotidiano.

Seção 1

Alguns perdem, outros ganham... as reações de oxirredução

Você sabe o que ocorre dentro de uma pilha?

Uma reação química! Isso mesmo, quando você conecta uma pilha em um despertador, por exemplo, uma reação química ocorre, gerando uma transferência de elétrons que permite o seu funcionamento.

Importante

Uma pilha ou bateria constitui um sistema no qual, por meio de uma transformação da matéria, há produção de energia elétrica.



Figura 2: Despertando... Dentro da pilha que você coloca em um despertador como esse, ocorre uma transformação química que gera corrente elétrica e o faz funcionar.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/577651> – Autor: Mateusz Zdanko

Mas você deve estar se perguntando: Mas para gerar corrente elétrica, significa que há transferência de elétrons, certo? Mas como uma reação química é capaz de transferir elétrons?

Para descobrir como ocorre, vamos fazer uma atividade?

Atividade
1

Transferindo elétrons de um para outro

Esta atividade envolve a realização de um experimento, e, para realizá-lo, você precisará de:

- Água.
- Um frasco transparente ou um tubo de ensaio.
- Sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 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 3: Esse é o material que você necessitará para realizar a atividade 1.

Fonte da imagem: Andrea Borges

Observação importante:

O sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) é utilizado como pesticida, germicida e aditivo para solo, entre outras coisas. Também é conhecido como azul de vitriolo 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		



Anote suas respostas em seu caderno

Ao realizar a 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”.

Mas por que essas alterações ocorrem? Pare um pouco para pensar antes de ler as respostas abaixo.

Resposta 1:

- A intensidade da cor azulada da solução de sulfato de cobre é devido à presença de íons cobre II (Cu^{2+}). Então, se a coloração diminui, significa que esses íons “desaparecem” da solução.



Figura 4: A solução de sulfato de cobre (CuSO_4) possui coloração azul característica devido à presença de íons Cu^{2+} (foto da esquerda). Ao final do experimento a cor da solução foi alterada (foto da direita).

Fonte da imagem: Andrea Borges

- Ao mesmo tempo, 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.



Figura 5: Observe a formação do depósito castanho-avermelhado, sobre a superfície da palha de aço.

Fonte da imagem: Andrea Borges

Logo, pode-se 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).

Esquemáticamente, pode-se dizer que: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$

Resposta 2:

- A palha de aço desmancha-se, pois o ferro metálico, que compõe a palha de aço, se dissolve, diminuindo a sua quantidade. O que pode ter acontecido? De certa forma, os átomos de ferro metálico (Fe) foram para a solução na forma de íons Fe^{2+} .

Esquemáticamente, pode-se dizer que: $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$



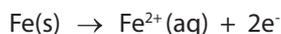
Figura 6: Resultado final da atividade 1. Durante a transformação química, ocorre a formação de um depósito castanho-avermelhado sobre a superfície da palha de aço, e a solução perde a sua coloração azulada. Com o passar do tempo, a palha de aço se dissolverá, restando apenas o depósito formado.

Fonte da imagem: Andrea Borges

Mas por que essa reação ocorre de forma tão espontânea?

Transferindo elétrons...

Perceba 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 se transforme em íon, deve perder elétrons, o que pode ser representado pela seguinte equação química:



Interprete assim: 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+}). Esse processo é chamado de oxidação.



Importante

No processo de oxidação, por envolver perda de elétrons, há aumento do valor relativo da carga elétrica.

Note também que para haver a transformação de íons cobre II (Cu^{2+}) em cobre metálico, deve ocorrer o ganho de elétrons.



Interprete assim: um íon Cu^{2+} , ao ganhar 2 elétrons, transforma-se no átomo de cobre, com carga zero.

O processo de ganho de elétrons recebe o nome de redução.



Importante

No processo de redução, por envolver ganho de elétrons, há diminuição do valor relativo da carga elétrica.

Percebeu por que a reação ocorre? 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.



Multimídia

Você se lembra da Fila de Reatividade que aprendeu na unidade 6? Alguns metais são mais reativos que os outros, podendo deslocá-lo em reações de simples troca ou deslocamento.

Para relembrar esse assunto, acesse o link abaixo do site do Projeto Condigital da Puc-RJ e veja a diferença na reatividade de diferentes metais:

<http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/software/objetos/T1-06/T1-06-sw-s3/Condigital.html>

Essas reações de transferência de elétrons são chamadas de reações de oxirredução.

Reações de oxirredução ocorrem devido à transferência de elétrons entre os reagentes, ocorrendo simultaneamente um processo de oxidação e um de redução.

Importante

Mas vamos retornar à nossa atividade 1? Que tal representarmos essa transformação química por meio de uma equação química?

Repare que a equação global do processo envolve a transferência de elétrons. Ela é o somatório das duas **semirreações** que representam a oxidação (a perda de elétrons) dos átomos de ferro (Fe) e a redução (ganho de elétrons) dos íons cobre II (Cu^{2+}).

Semirreações

As equações químicas que representam separadamente o processo de oxidação e de redução são chamadas de semirreações, pois representam parte do processo global.



Você reparou na reação global obtida? Os elétrons não estão presentes. Isso ocorre porque a quantidade de elétrons cedida é igual à quantidade de elétrons recebida. Na reação da atividade 1, um átomo de ferro cedeu dois elétrons para os íons cobre.

Além disso, tanto as semirreações quanto a equação global, estão escritas na forma iônica, não havendo necessidade de representarmos o íon sulfato (lembra que a solução é de sulfato de cobre?), pois é um **íon espectador**.

Íon espectador

É um íon que não participa da reação química.

Estudando outros exemplos

Você já deve imaginar que a reação do ferro com o cobre não é a única oxirredução que existe, não é mesmo? Que tal vermos outros exemplos?

Vamos, então, mergulhar um fio do metal cobre (Cu(s)) em uma solução de íons prata (Ag⁺(aq)).

Nessa reação de oxirredução, ocorre a deposição de prata metálica no fio de cobre e o aparecimento de uma solução azul.

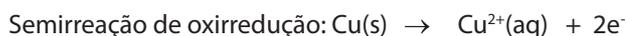
Vamos entender por que isso ocorre?

- O depósito de prata metálica (Ag(s)) ocorre porque os íons Ag⁺ recebem elétrons, sofrendo redução:



Interprete assim: um íon Ag⁺, ao ganhar 1 elétron, transforma-se no átomo de prata.

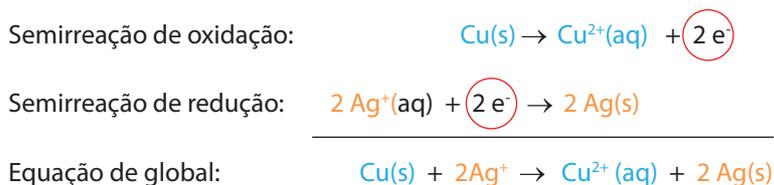
- Os íons cobre II (Cu²⁺), que são responsáveis pela coloração azul da solução, são formados porque átomos de cobre perdem elétrons, sofrendo oxidação.



Interprete assim: um átomo de cobre, ao perder 2 elétrons, transforma-se no íon Cu²⁺ em meio aquoso.

Perceba nas semirreações descritas anteriormente, que cada átomo de cobre doa dois elétrons, mas cada íon prata recebe somente um elétron. Nesse caso, para que a quantidade de elétrons seja a mesma, os dois elétrons cedidos pelo átomo de cobre devem ser recebidos por dois íons prata.

Veja como fica a equação global:



Repare que, neste exemplo, o cobre sofre oxidação. Já na reação da atividade 1, o cobre sofre redução.

Dizemos que a espécie que sofre redução é o agente oxidante (ou apenas oxidante), pois provoca a oxidação do outro reagente. Da mesma forma, a espécie que sofre oxidação é o agente redutor (ou apenas redutor), pois provoca a redução do outro reagente.

Veja na **figura 7** um esquema representando um resumo sobre o processo de oxirredução.

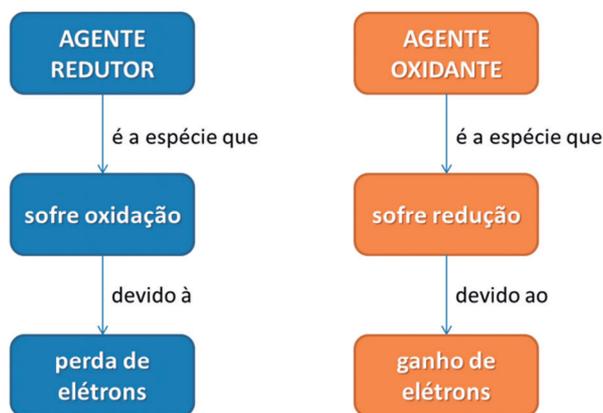


Figura 7: Não esqueça! Em um processo de oxirredução, o agente redutor é a espécie que sofre oxidação, devido à perda de elétrons. Já o agente oxidante é a espécie que sofre redução, devido ao ganho de elétrons.



Se você estiver curioso para ver a reação do cobre metálico ($\text{Cu}(s)$) com a solução de nitrato de prata ($\text{AgNO}_3(aq)$), acesse o seguinte endereço eletrônico: <http://www.youtube.com/watch?v=C4MUGIXzREY&feature=related>

Apesar de o vídeo ser em língua inglesa, você não terá dificuldades de entender o que está acontecendo, pois as imagens dizem tudo! Veja se não é exatamente o que foi descrito na aula?

Falamos até aqui de reações de metais e íons em soluções, mas outras reações de oxirredução ocorrem em nosso cotidiano e não estão, necessariamente, em solução. Como exemplo, temos a queima de magnésio, que ocorre nos fogos de artifício, ou a transformação do minério de ferro em ferro metálico, que ocorre na indústria siderúrgica.

Saiba Mais

Evitando uma oxidação indesejável...

Você já deve ter cortado uma maçã ou uma banana e verificado que ela escurece após certo tempo. E como já estudou em outras aulas, variações de cor e de aspecto evidenciam uma transformação química.

Esse escurecimento é resultado da oxidação de algumas substâncias presentes na fruta pelo oxigênio do ar atmosférico. Mas, você sabe como evitar que isso ocorra? Não?! Então experimente o que vou ensinar.

Vá até a sua cozinha, corte uma maçã em pedaços. Em um deles, adicione gotas de suco de limão. Passe um outro pedaço em açúcar. E deixe um terceiro pedaço sem nada. Coloque os três pedaços expostos ao ar, durante uma hora.

Se você fez o experimento, deve ter percebido a diferença do que aconteceu nos três pedaços. Na verdade, o limão e o açúcar, colocados sobre a poupa, previnem a oxidação, evitando o escurecimento da maçã. Isso ocorre porque existem substâncias no limão (o ácido ascórbico) e no açúcar (sacarose) que se oxidam, na presença do oxigênio do ar, no lugar da substância da polpa.



Figura 8: Para evitar o escurecimento de determinadas frutas em uma salada, você pode adicionar o suco de alguma fruta ácida, como laranja ou limão, ou simplesmente, adicionar açúcar.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/1345290> - Autor: Liz West

Então, agora você já sabe! Para preparar aquela salada de frutas deliciosa e permitir que algumas frutas não escureçam, basta adicionar suco de limão ou de laranja, ou açúcar.

Recuperando objetos de prata

Você já deve ter reparado que alguns objetos de prata ficam escuros com o tempo. Isso ocorre devido a uma reação de oxirredução.

Quer aprender uma receita caseira para deixá-las brilhando novamente? Basta cortar algumas tiras de papel-alumínio e colocá-las em uma bacia de plástico com as bijuterias ou os talheres por cima. Em seguida, cubra tudo com água fervente e acrescente 3 colheres de sopa de bicarbonato de sódio. Deixe de molho por 10 minutos. Retire as peças, enxágue-as em água limpa e enxugue-as com um pano macio.

O alumínio, por ser mais reativo, regenera a prata, segundo a equação esquematizada:



E seu objeto de prata fica como novo!

Para a reação acima, identifique:

- Quem sofre oxidação?
- Quem sofre redução?
- Quem é o agente redutor?
- Quem é o agente oxidante?

Anote suas
respostas em
seu caderno



Seção 2

Ligando a pilha!

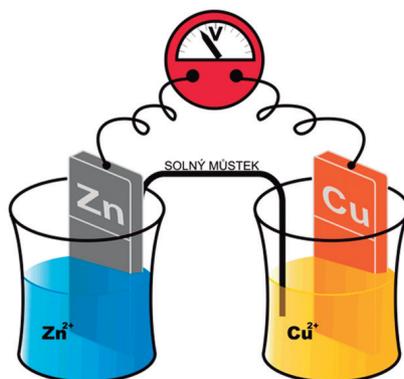
Mas você deve estar se perguntando: Qual é a relação entre uma reação de transferência de elétrons e o funcionamento de uma pilha ou bateria?

As pilhas e as baterias funcionam quando os elétrons que passam de um reagente para outro percorrem um **condutor**, gerando uma corrente elétrica que pode ser aproveitada como energia elétrica.

Condutor

Material que permite que os elétrons se desloquem através dele. Os metais são ótimos condutores de eletricidade, por isso são utilizados na produção de fios.

Saiba Mais



Em 1936, um químico inglês chamado Jon Frederic Daniell (1790-1845, construiu o primeiro dispositivo que gerava energia elétrica, interligando eletrodos constituídos por um metal imerso em uma solução de seus íons.

Esse mecanismo é a base das pilhas usadas atualmente, por isso, quando são constituídas apenas por metais e seus íons em solução, elas são chamadas de pilhas de Daniell.

Para saber mais sobre como foi inventada a pilha, leia o artigo "O bicentenário da invenção da pilha elétrica" na Revista Química Nova na Escola, número 11, de maio de 2000. Você pode acessá-lo em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a08.pdf>

Então, vamos aprender a montar uma pilha?

Montando uma pilha

Para montar uma pilha de Daniell, você precisará de um sistema adequado para a ocorrência de uma reação de oxirredução. Iremos chamá-lo de **célula eletroquímica**.

Célula eletroquímica

É um sistema no qual ocorre, simultaneamente, uma reação de oxidação e outra de redução.

Além disso, serão necessários dois eletrodos imersos em soluções eletrolíticas para permitir a passagem de corrente elétrica. Como exemplo, utilizaremos um eletrodo de zinco, imerso em uma solução de íons Zn^{2+} e um eletrodo de cobre, também imerso em uma solução, mas agora de íons Cu^{2+} . Acompanhe a montagem na **Figura 9**.

Para finalizarmos, devemos ligar os dois eletrodos por um fio metálico e as duas soluções com uma ponte salina.

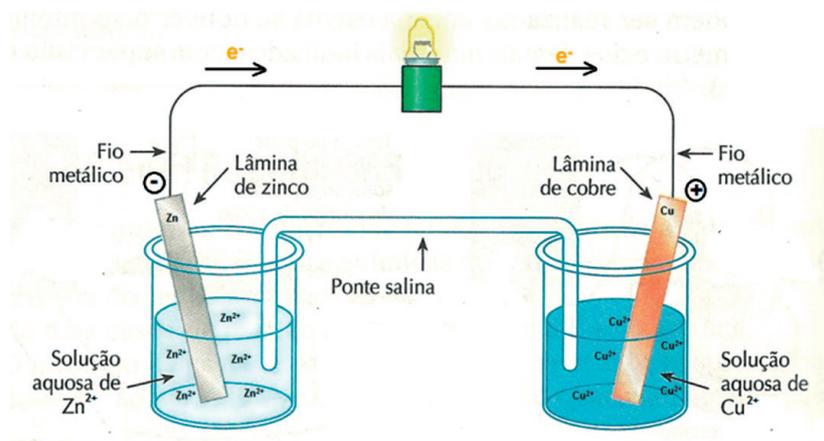


Figura 9: A montagem de uma pilha de Daniell. São necessárias duas placas metálicas (lâminas), imersas em soluções de sais de seus respectivos íons. Em seguida, liga-se com um fio metálico os dois eletrodos (as lâminas) e as soluções com uma ponte salina.

Fonte: http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Daniell%C5%AFv_%C4%8Dl%C3%A1nek_001.png – Autor: Malmstajn

Você já deve ter reparado que em uma pilha temos o sinal “+” e do outro lado o sinal “-”. Convencionou-se que o polo negativo (sinal “-”) é aquele constituído pelo reagente que cede os elétrons, ou seja, pelo eletrodo que ocorre a oxidação. Ele é denominado anodo ou eletrodo negativo. Simultaneamente, no outro eletrodo (sinal “+”) ocorre o processo de redução a partir dos elétrons recebidos. Esse é chamado de catodo ou de polo positivo.

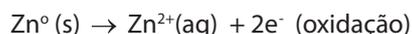
Mas o que ocorre durante o funcionamento de uma pilha de Daniell?

Vamos analisar cada um dos eletrodos antes e após o funcionamento da pilha. Acompanhe a descrição a seguir observando a **Figura 10**.

O eletrodo de Zinco

O eletrodo de zinco é um sistema constituído por uma placa de zinco metálico (Zn), mergulhada em uma solução aquosa de íons Zn^{2+} , como o sulfato de zinco ($ZnSO_4$).

Durante o funcionamento da pilha, átomos de zinco metálico ($Zn(s)$) perdem elétrons, formando íons Zn^{2+} (aq). Essa transformação é representada pela seguinte equação:

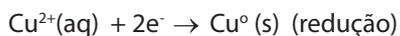


Olhando atentamente a reação química, pode-se deduzir que a placa de zinco sofre um desgaste, ou seja, a sua massa diminui. Por outro lado, aumenta-se a concentração de íons Zn^{2+} na solução. Os elétrons perdidos seguem pelo fio condutor até o eletrodo de cobre.

O eletrodo de cobre

O eletrodo de cobre é um sistema constituído por uma placa de cobre metálico (Cu), mergulhada em uma solução aquosa de íons Cu^{2+} , como o sulfato de cobre II ($CuSO_4$).

Com o funcionamento da pilha, cada cátion Cu^{2+} que se aproxima dessa lâmina de cobre recebe dois elétrons, transformando-se em cobre metálico [$Cu^{\circ}(s)$]. Podemos representar esse processo pela seguinte equação química:



Olhando atentamente a reação acima, podemos concluir que a concentração de íons Cu^{2+} na solução diminui, o que pode ser observado, experimentalmente, pela diminuição da coloração azul. Por outro lado, o cobre metálico (Cu°), que vai sendo formado, se deposita na lâmina, ocasionando o aumento de sua massa.

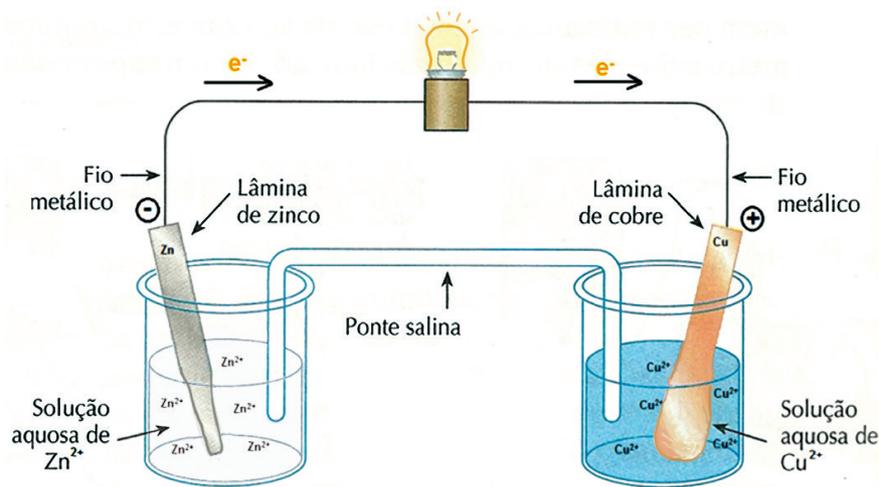


Figura 10: O funcionamento de uma pilha de Daniell: no polo negativo ocorre a oxidação do $Zn(s)$, por isso, a massa da placa diminui. Já o polo positivo recebe os elétrons que provocam a redução dos íons Cu^{2+} , acarretando o descolorimento da solução e o aumento da massa da placa de cobre.

Por essas observações, pode-se concluir que, no caso de uma pilha, a reação de oxirredução é espontânea, pois os elétrons cedidos durante a oxidação percorrem o fio condutor, provocando a redução do outro eletrodo.

Mas e a ponte salina? Por que precisamos dela?

Como foi dito acima, a concentração de cátions zinco (Zn^{2+}) na solução aumenta, provocando um excesso de carga positiva. No outro eletrodo, com a diminuição dos cátions cobre II (Cu^{2+}), a solução fica com um excesso de íons negativos.

A função da ponte salina é permitir a passagens de íons de uma solução para outra, equilibrando o número de íons positivos e negativos na solução de cada eletrodo. Sem esse equilíbrio, a pilha não funciona.

Vamos trocar as pilhas?

Para montarmos uma nova pilha, utilizaremos eletrodos de chumbo e alumínio, ou seja, uma placa de chumbo (Pb^0) imersa em uma solução de íons Pb^{2+} e uma placa de alumínio (Al^0) imersa em uma solução de íons Al^{3+} .

Veja o que ocorre durante o funcionamento dessa pilha:

- O acúmulo de chumbo metálico na placa de chumbo.
- O desgaste da placa de alumínio.



Atividade
3

Diante dessas observações, tente responder às seguintes questões:

- Usando equações químicas, represente o que ocorre em cada eletrodo.
- Indique o polo positivo (catodo) e o polo negativo (anodo) da pilha formada.
- Diante das suas respostas anteriores, diga qual o sentido do fluxo de elétrons no fio condutor?
- Para terminar, desenvolva a equação global da pilha.

Anote suas
respostas em
seu caderno

Multimídia

Pilhas caseiras ... que tal usar limão ou água salgada?!



Assista ao vídeo, disponível no endereço eletrônico a seguir, e aprenda como montar um brinquedo bem diferente e fazê-lo funcionar com a montagem de uma pilha caseira.

Endereço eletrônico:
<http://www.youtube.com/watch?v=AZ1GN70fa6E&feature=related>

Potenciais de redução

Na seção 1, vimos que uma mesma substância pode se comportar como oxidante ou como redutora, dependendo da outra substância com a qual ela reage. Será que existe uma forma de prever o seu comportamento?

Os cientistas criaram uma importante ferramenta que pode ser usada para fazer esse tipo de previsão: a tabela de potenciais de redução.

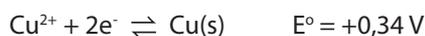
Essas tabelas podem trazer, além da simples ordenação da reatividade dos metais, um valor para cada espécie listada. Esses valores (em volts) são conhecidos como potencial-padrão de redução, ou como potencial de oxidação, se a tabela é de potenciais-padrão de oxidação.

Tabela 1: Potencial padrão de redução (soluções 1 mol/L, 100kPa de pressão e a 25°C). Perceba que no topo da tabela encontram-se espécies que doam elétrons com facilidade, por isso possuem baixos potenciais de redução. Já na parte de baixo, encontramos espécies que recebem elétrons com maior facilidade; logo, com maiores potenciais de redução.

	Equação de semirreação			E° (V)			
Aumenta o potencial de receber elétrons	$\text{Na}^+(\text{aq})$	+	$1 e^-$	\rightleftharpoons	Na (s)	- 2,71	Aumenta o potencial de doar elétrons
	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 e^-$	\rightleftharpoons	Mg (s)	- 2,37	
	$\text{Al}^{3+}(\text{aq})$	+	$3 e^-$	\rightleftharpoons	Al (s)	- 1,68	
	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 e^-$	\rightleftharpoons	Zn (s)	- 0,76	
	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 e^-$	\rightleftharpoons	Fe (s)	- 0,44	
	$\text{Co}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 e^-$	\rightleftharpoons	Co (s)	- 0,28	
	$\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 e^-$	\rightleftharpoons	Pb (s)	- 0,13	
	$2\text{H}^+(\text{aq})$	+	$2 e^-$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2(\text{g})$	0,00	
	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 e^-$	\rightleftharpoons	Cu (s)	+ 0,34	
	$\text{Ag}^+(\text{aq})$	+	$1 e^-$	\rightleftharpoons	Ag (s)	+ 0,80	
	$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$	+	$2 e^-$	\rightleftharpoons	2Hg (s)	+ 0,85	
	$\text{Cl}_2(\text{g})$	+	$2 e^-$	\rightleftharpoons	$2 \text{Cl}^-(\text{aq})$	+ 1,36	
	$\text{Au}^{3+}(\text{aq})$	+	$3 e^-$	\rightleftharpoons	Au (s)	+ 1,42	
	$\text{F}_2(\text{g})$	+	$2 e^-$	\rightleftharpoons	$2 \text{F}^-(\text{aq})$	+ 2,87	

Mas como calcular a voltagem de uma pilha?

Vamos voltar à primeira pilha que nós montamos, a de zinco e cobre. Verifique na tabela 1 o valor para o potencial de semirreação que ocorre no catodo (processo de redução):



Agora, verifique na tabela 1 o valor para o potencial da semirreação para o eletrodo de zinco:



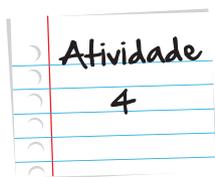
Repare que o sinal do valor do E_{red} para o Zn foi trocado, pois ele sofre oxidação.

Para obter a diferença de potencial entre os eletrodos (ΔE ou ddp), deve-se somar o potencial de redução do cátodo e o potencial de oxidação do anodo.

$$\Delta E = 0,34 + (+ 0,76) = + 1,10 \text{ V}$$

Esse valor encontrado entre os potenciais é chamada de força eletromotriz (*fem*) de uma pilha. Quanto maior o valor dessa grandeza, maior a capacidade da pilha gerar corrente elétrica.

Além disso, você pode utilizar os valores de potenciais para prever se uma reação de oxirredução ocorre ou não espontaneamente. Se o resultado do cálculo da diferença de potencial for positivo, a reação ocorre espontaneamente, podendo ser utilizada para a construção de uma pilha. Caso contrário (sinal "-"), a reação não é espontânea e a reação não pode ser utilizada para a construção de uma pilha.



O dente obturado e o talher de alumínio

Algumas pessoas sentem um “choque” ao encostar um talher de alumínio em um dente com obturação com amalgama de mercúrio. Qual será o motivo?

Amálgama de mercúrio

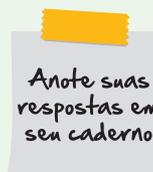
É um material, utilizado na odontologia, feito de uma liga de mercúrio, prata e estanho que, por ser resistente a oxidação, tem a finalidade de proporcionar a restauração dos dentes.

Fonte: <http://www.brasilecola.com/odontologia/amalgama.htm>

O choque elétrico é causado pela passagem da corrente elétrica (movimento de elétrons) que passa pelo nosso corpo. E então, já descobriu por que isso acontece?

É isso mesmo! O alumínio do talher e o mercúrio do amálgama formam uma pilha.

A partir dessa interessante constatação, descreva o funcionamento dessa pilha, justificando a sua formação por meio do cálculo da diferença de potencial. Para isso, use os valores de potenciais-padrão da **tabela 1**.



A tabela de potenciais é uma ferramenta essencial para a construção de uma pilha. A partir dela, é possível prever qual a força eletromotriz que uma pilha pode produzir. Vejamos agora como a eletroquímica pode estar presente em nosso dia a dia.

Seção 4

Aplicação da eletroquímica no cotidiano

Como você acabou de estudar, as pilhas e baterias são exemplos de transformações químicas que geram energia elétrica. No entanto, existem transformações que só ocorrem com o consumo de energia elétrica. Esse processo é chamado de eletrólise.

A eletrólise é um processo químico, não espontâneo, que ocorre graças ao fornecimento de energia elétrica.

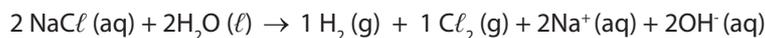
Importante

Vários produtos que utilizamos no nosso cotidiano são produzidos por eletrólise. É o caso do alumínio utilizado em portas, janelas, tampinhas de iogurte e, principalmente, latinhas de refrigerante.

Nesse caso, realiza-se a eletrólise da bauxita fundida, uma mistura de óxidos de alumínio que, quando separados das impurezas, recebem o nome de alumina. Para produzir uma tonelada de alumínio, são necessárias de 4 a 5 toneladas de bauxita, além de um gasto enorme de energia elétrica. Por isso, a reciclagem das latinhas de refrigerante é um processo muito importante para a economia industrial.

Outros produtos industriais muito importantes são produzidos através da eletrólise. É o caso do gás cloro, do hidróxido de sódio, do gás hidrogênio, do ácido clorídrico e do hipoclorito de sódio. E todos esses produtos são obtidos a partir da eletrólise de uma solução saturada de cloreto de sódio (NaCl).

Veja a equação global do processo de eletrólise:



Perceba que o gás cloro (Cl_2), o gás hidrogênio (H_2) e o hidróxido de sódio (NaOH), são produtos diretos da reação química.

Para a produção do ácido clorídrico (HCl), reage-se o gás cloro (produzido no polo positivo) com o gás hidrogênio (produzido no polo negativo) que, em seguida, é borbulhado em água, originando o ácido clorídrico ($\text{HCl} (\text{aq})$).

Já o hipoclorito de sódio (NaClO) é produzido através da reação do hidróxido de sódio com o gás cloro produzido. Veja a equação química abaixo:





Figura 11: O hidróxido de sódio é uma importante matéria-prima industrial, utilizada na fabricação do papel, tecidos, biodiesel, entre outras, obtida por meio da eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio. Além dele, são obtidos o gás cloro (usado no tratamento de água e de outros produtos como o PVC), o ácido clorídrico (utilizado para limpar e galvanizar metais e no refino de uma grande variedade de produtos) e o hipoclorito de sódio (usado como desinfetante e alvejante, sendo o princípio ativo da água sanitária).

Fonte: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:SodiumHydroxide.jpg> – Autor: Walkerma

Pode-se citar como outro exemplo de eletrólise, o processo de **galvanoplastia**, ou seja, a aplicação de camadas de metais, como prata, ouro, cobre, níquel e cromo, em objetos metálicos.

Galvanoplastia

É uma técnica que permite revestir com um metal específico uma peça metálica, colocando-a como cátodo (no caso da eletrólise, o polo negativo) em uma célula eletrolítica.

Esse processo também é utilizado na proteção contra a **corrosão** do ferro presente no aço de pontes, barcos, vigas e automóveis, por exemplo.

Corrosão

É um termo genérico, aplicado aos processos de oxidação dos metais, que são transformados em óxidos ou outros compostos.

Mas você sabe por que o ferro enferruja?

O ferro exposto ao ar atmosférico (gás oxigênio) e à umidade (vapor d'água) sofre um processo de oxirredução, já que a própria superfície do metal age como o anodo e como catodo de uma célula eletroquímica, e a água presente como o meio aquoso eletrolítico, meios necessários ao processo espontâneo de oxirredução.

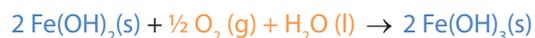
Perceba, nas equações químicas a seguir, o processo que ocorre durante a oxidação ferro:

Semirreação de oxidação do ferro: $\text{Fe (s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$

Semirreação de redução do gás oxigênio: $\frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{OH}^- (\text{aq})$

Equação global da formação de Fe(OH)_2 : $\text{Fe (s)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 (\text{s})$

Oxidação do hidróxido de ferro II a hidróxido de ferro III:



Na realidade, a ferrugem é uma mistura de hidróxido de ferro II (Fe(OH)_2) e hidróxido de ferro III (Fe(OH)_3), formando uma mistura de um sólido avermelhado e quebradiço.



Figura 12: A ferrugem é resultado da oxidação do ferro que tem como um dos seus produtos o óxido de ferro, é ele o responsável pela cor avermelhada.

Fonte: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Rust.rost.JPG> – Autor: Kiko Correia

Um processo simples para a proteção de peças metálicas é o seu revestimento com uma película de tinta, evitando o seu contato com o gás oxigênio e a umidade presentes no ar atmosférico. Mas qualquer trinca na superfície provoca uma corrosão severa no metal exposto.

Outra forma de proteção é a galvanização da peça com um metal de sacrifício.

Metal de sacrifício?!?! Como assim?

Veja, como exemplo, o metal zinco. Repare nos seguintes valores:



Veja que o zinco possui um potencial de redução menor; logo, possui maior facilidade para se oxidar que o ferro.

Sendo assim, mesmo que a película de zinco fosse danificada e o ferro ficasse exposto, o zinco sofreria, preferencialmente, o processo de oxidação; logo, dizemos que o zinco agiu como metal de sacrifício.

Saiba Mais

Você já escutou falar em folha de flandres?

Elas são muito utilizadas na produção de latas para armazenagem de conservas, carnes enlatadas e óleos comestíveis.

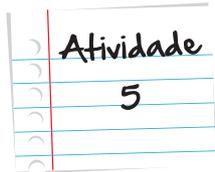
Consiste em um laminado de aço, envolvido em uma película de estanho, que tem a função de aumentar a sua vida útil, já que evita a ferrugem da chapa metálica de aço, além de aumentar a sua maleabilidade.

Esse revestimento pode ser realizado, mergulhando-se a lâmina de aço em recipientes, contendo estanho fundido, ou pelo processo eletrolítico. Esse último garante uma deposição mais homogênea e perfeita, produzindo uma folha de flandres mais resistente e duradoura.



Figura 13: Por sua grande resistência a corrosão, a folha de flandres é utilizada na produção de utensílios como latas de tinta, de alimentos e de produtos químicos, por exemplo.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/1083203> – Autor: ilker.



Evite a corrosão do ferro!

Imagine que você tenha de proteger da corrosão o portão de ferro da sua casa que você acabou de comprar. Para isso, você tem disponíveis três tipos diferentes de tinta:

Tinta 1 – Revestimento protetor, contendo magnésio metálico.

Tinta 2 – Revestimento protetor, contendo zinco metálico.

Tinta 3 – Revestimento protetor, contendo cobre metálico.

Quais as tintas que você pode usar para proteger o seu portão? Justifique a sua escolha.

Observação: Para escolhê-la, será necessário que você consulte o potencial de redução dos metais, na tabela 1, que compõem a tinta: magnésio (Mg), zinco (Zn) e Cobre (Cu) e compare-os com o do ferro (Fe).

Anote suas
respostas em
seu caderno

Como você acabou de estudar, os processos eletroquímicos são muito importantes em nosso cotidiano. Mas eles também acarretam um sério problema ambiental. As pilhas e, principalmente, as baterias de celulares, quando descartados no lixo comum, vão parar em lixões ou em aterros sanitários e acabam sofrendo um processo de oxidação, que rompe o invólucro, acarretando o vazamento de vários metais pesados para o Meio Ambiente.

Esses metais podem causar sérios danos ambientais, já que muitos deles se acumulam nos lençóis freáticos, contaminando a água que muitas vezes é utilizada na irrigação de alimentos.

Por isso, pesquise em sua região o local que recebe esse lixo eletrônico para reciclagem. E não esqueça de divulgá-lo para os seus amigos e familiares. Afinal, a química também serve para proteger o planeta!

Fechamos aqui mais uma etapa, mas ainda não acabamos nossa viagem pela química! Na próxima unidade você será apresentado a um ramo chamado de Química Orgânica, conhecerá sua história e entenderá por que ela recebeu esse nome e, ainda, o que ela tem de diferente do que aprendemos até aqui. Nos encontraremos por lá, certo?

Resumo

- As pilhas e baterias são processos espontâneos que utilizam a transferência de elétrons de uma reação de oxirredução para gerar corrente elétrica.
- Nessas reações, a espécie que perde elétrons sofre um processo denominado oxidação. Já a espécie que ganha elétrons sofre a redução.
- Para a montagem de uma pilha, precisamos de dois eletrodos imersos em soluções eletrolíticas. A união dos eletrodos com um fio metálico e das soluções, com uma ponte salina, gera a transferência espontânea de elétrons.
- Esse fluxo de elétrons ocorre do polo negativo (polo em que ocorre a oxidação, ou seja, o anodo) para o polo positivo (polo em que ocorre a redução, ou seja, o catodo).
- A diferença de potencial entre os eletrodos escolhidos para a montagem de uma pilha gera uma força eletromotriz que é calculada a partir dos potenciais dos eletrodos.
- Já a eletrólise é um processo não espontâneo, onde a passagem de uma corrente elétrica gera a ocorrência de uma reação química. É um processo muito utilizado na obtenção de várias matérias-primas industriais, como o alumínio, a soda cáustica e o ácido clorídrico.
- Além disso, o processo de eletrólise, chamado galvanização, é muito importante na prevenção da corrosão de diversos metais, principalmente o ferro.

Veja ainda

A revista Química Nova na Escola apresenta artigos bem interessantes sobre o tema da nossa aula. Destaco para você os seguintes textos:

- Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a01.pdf>
- Corrosão: um exemplo usual de fenômeno químico. <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc19/a04.pdf>

O portal PontoCiência.org apresenta vários experimentos interessantes sobre eletroquímica. Sugiro uma visita:

- Funcionamento de uma bateria de carro: <http://pontociencia.org.br/gerarpdf/index.php?experiencia=71>
- Construção de um candelabro de uma latinha de alumínio: <http://pontociencia.org.br/gerarpdf/index.php?experiencia=849>

Referências

- ATKINS, Peter W., Loretta Jones. **Princípios de Química Questionando a vida moderna e o meio**. 5th Edição. Porto Alegre: Bookman, 2012. 1030 p.
- FONSECA, Martha R. M. da. **Química: físico-química, textos e atividades complementares**. São Paulo: FTD, 2007. 144 p.
- FONSECA, Martha R. M. da. **Química: meio ambiente, cidadania, tecnologia; v.2**. São Paulo: FTD, 2010. 400p.
- LEVORATO, Anselmo et al. **Química – Ensino Médio**. Curitiba: SEED-PR, 2006. P. 248.
- MORTIMER, Eduardo Fleury, MACHADO, Andréa Horta. **Química, 2: Ensino Médio**. São Paulo: Scipione, 2010. 256 p.
- NARCISO, Jr., JORDÃO M. Projeto Escola e Cidadania – **Química: Pilhas e Baterias: energia empacotada**. São Paulo: Editora do Brasil, 2000. 24 p.
- PERUZZO, Francisco M., CANTO, Eduardo L. **Química na abordagem do cotidiano V.2**. São Paulo: Moderna, 2006. 376 p.
- SILVA, E. Roberto. NÓBREGA, O. Salgado. SILVA, R. R. Hashimoto. **Química – transformações e energia**. São Paulo: Ed. Ática. 2001. 408 p.

Atividade 1

Material	Aspecto inicial	Aspecto final
Solução de sulfato de cobre	Coloração azul	A coloração azul diminui de intensidade.
Palha de aço	Sólido de coloração cinza escuro.	Formação de um sólido de coloração castanho-avermelhado. Com o passar do tempo, a palha de aço se desmancha.

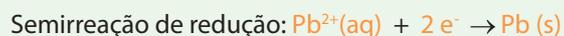
Respostas
das
Atividades

Atividade 2

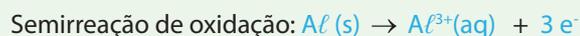
- O alumínio metálico: Al^0
- Os íons prata: Ag^+
- O alumínio metálico, já que provoca a redução dos íons Ag^+ .
- O Ag^+ pois provoca a oxidação do alumínio metálico.

Atividade 3

- O acúmulo de chumbo indica que íons Pb^{2+} ganham elétrons, produzindo chumbo metálico (Pb^0):



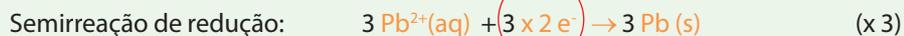
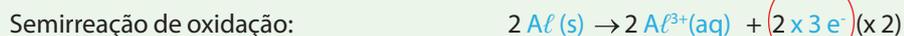
E o desgaste da placa de alumínio indica que átomos de alumínio metálico (Al^0) perdem elétrons, produzindo íons Al^{3+} .



- O polo positivo (catodo) é o eletrodo de chumbo, pois esse sofre redução. Já o polo negativo (anodo) é o eletrodo de alumínio, pois esse sofre oxidação.

Respostas
das
Atividades

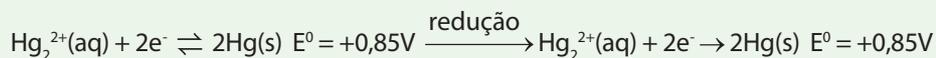
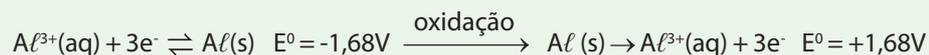
- c. Os elétrons são emitidos pela placa de alumínio e fluem para a placa de chumbo.
- d. Você lembra que o número de elétrons cedidos e recebidos deve ser igual, por isso, não se esqueça de multiplicar as equações químicas. Veja como fica a equação global:



Atividade 4

O alumínio metálico tem o potencial de redução menor que o mercúrio, logo, sofre oxidação. Isso significa que o alumínio perde elétrons com mais facilidade, sendo o ânodo da pilha formada. Já o mercúrio do amálgama recebe elétrons, sofrendo redução e atuando como o cátodo. A saliva, por sua vez, atua como solução eletrolítica.

Para o cálculo da ddp, precisamos recorrer à tabela de potenciais:



$$\Delta E = 0,85 + (+1,68) = +2,53 \text{ V}$$

Como o valor encontrado é positivo, o processo é espontâneo e a pilha ocorre.

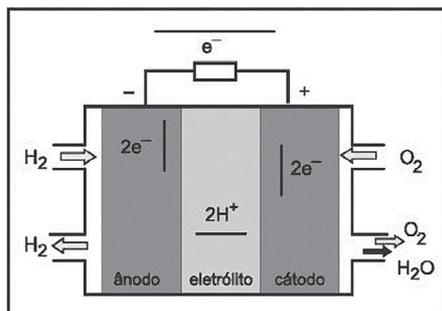
Atividade 5

Para evitar a corrosão (oxidação) do ferro, é necessária a presença de um metal que possua um potencial de redução menor que o dele. No caso, podemos proteger o portão de ferro da corrosão, usando os metais magnésio e zinco como metais de sacrifício.

O que perguntam por aí?

Questão 1 (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.



VILLULLAS, H. M.; TICIANELLI, E. A.; GONZÁLEZ, E. R. *Química Nova Na Escola*. Nº15, maio 2002.

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 porque:

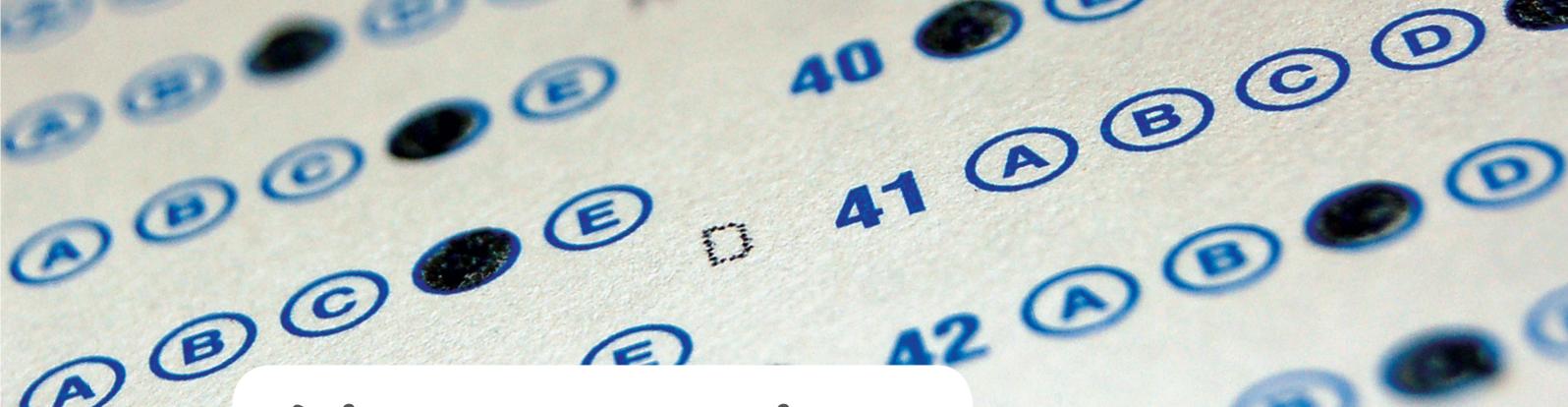
- Transforma energia química em energia elétrica, sem causar danos ao Meio Ambiente, porque o principal subproduto formado é a água.
- Converte a energia química contida nas moléculas dos componentes em energia térmica, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao Meio Ambiente.
- Transforma 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.

Resposta: letra A

Comentários

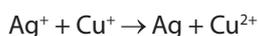
A energia produzida a partir da célula combustível hidrogênio/oxigênio é uma energia limpa, produzindo como subproduto principal a água, o que diferencia dos processos convencionais, mais poluentes.



Atividade extra

Exercício 1 – Cecierj – 2013

Vidros fotocromáticos são utilizados em óculos que escurecem as lentes com a luz solar. Estes vidros contêm nitrato de prata e nitrato de cobre(I) que, na presença de luz, reagem conforme a equação:

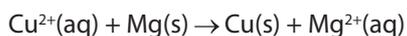


Podemos concluir que nesta reação:

- a. o cobre ganha elétrons, por isso sofre oxidação.
- b. a prata perde elétrons, por isso sofre oxidação.
- c. o cobre perde elétrons, por isso sofre redução.
- d. a prata ganha elétrons, por isso sofre redução.

Exercício 2 – Cecierj – 2013

Em uma reação de oxirredução, uma espécie irá perder elétrons e a outra irá ganhar. Veja o exemplo da reação química:



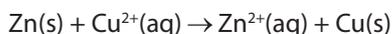
Nessa reação mostrada, verifica-se que o:

- a. Cu^{2+} é reduzido a Cu.
- b. Mg é reduzido a Mg^{2+} .

- c. Cu perde dois elétrons.
- d. Mg recebe dois elétrons.

Exercício 3 – Cecierj – 2013

Veja o exemplo da reação a seguir, que ocorre ao se colocar um pedaço de zinco em uma solução de cobre(II):

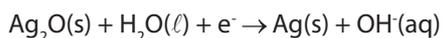
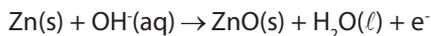


Nessa reação de oxirredução, o zinco:

- a. sofreu redução e o cobre sofreu oxidação.
- b. se reduz, logo ele é o agente redutor.
- c. ganha elétrons e o cobre perde.
- d. se oxida e o cobre se reduz.

Exercício 4 – Adaptado de ENEM – 2009

Pilhas e baterias são dispositivos tão comuns em nossa sociedade que, sem percebermos, carregamos vários deles junto ao nosso corpo; elas estão presentes em aparelhos de MP3, relógios, rádios, celulares etc. As semirreações descritas a seguir ilustram o que ocorre em uma pilha de óxido de prata.

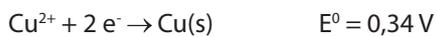


Analisando as reações dessa pilha, podemos concluir que essa

- a. apresenta o óxido de prata como o ânodo.
- b. apresenta o zinco como o agente oxidante.
- c. tem como reação da célula: $\text{Zn(s)} + \text{Ag}_2\text{O(s)} \rightarrow \text{ZnO(s)} + 2\text{Ag(s)}$.
- d. apresenta fluxo de elétrons na pilha do eletrodo de Ag_2O para o Zn.

Exercício 5 – Adaptado de Cecierj – 2013

Considere as seguintes semi-reações e os respectivos potenciais normais de redução (E^0):

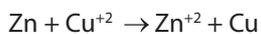


O potencial da pilha formada pela junção dessas duas semirreações será:

- a. +0,59 V.
- b. -0,59 V.
- c. +0,09 V.
- d. -0,09 V.

Exercício 6 – Cecierj – 2013

A reação que ocorre em uma pilha é representada pela seguinte equação:



Sabendo-se que o potencial de redução do zinco é igual a - 0,76 V e o do cobre é igual a + 0,34 V, a diferença de potencial, em V, da pilha será:

- a. +0,42.
- b. -0,42.
- c. +1,10.
- d. -1,10.

Exercício 7 – Cecierj – 2013

Dada as espécies químicas representadas a seguir através de semirreações:

Semirreações	Potencial padrão de Redução (volt)
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	- 2,7
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,5
$\frac{1}{2} \text{Cl}_2 + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$	+1,4

Qual, nas condições padrão, é a mais oxidante, ou seja, tem maior tendência a sofrer redução?

- a. Cu.
- b. Na^+ .
- c. Cu^+ .
- d. Cl_2 .

Gabarito

Exercício 1 - Cecierj - 2013

A B C D

Exercício 2 - Cecierj - 2013

A B C D

Exercício 3 - Cecierj - 2013

A B C D

Exercício 4 - Adaptado de ENEM - 2009

A B C D

Exercício 5 - Adaptado de Cecierj - 2013

A B C D

Exercício 6 - Cecierj - 2013

A B C D

Exercício 7 - Cecierj - 2013

- A** **B** **C** **D**

