

CEJA >>

CENTRO DE EDUCAÇÃO
de JOVENS e ADULTOS

**CIÊNCIAS DA
NATUREZA**

e suas **TECNOLOGIAS** >>

Química

Fascículo 6

Unidades 14 e 15

Edição revisada 2016

GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

Governador
Sergio Cabral

Vice-Governador
Luiz Fernando de Souza Pezão

SECRETARIA DE ESTADO DE CIÊNCIA E TECNOLOGIA

Secretário de Estado
Gustavo Reis Ferreira

SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO

Secretário de Estado
Wilson Risolia

FUNDAÇÃO CECIERJ

Presidente
Carlos Eduardo Bielschowsky

FUNDAÇÃO DO MATERIAL CEJA (CECIERJ)

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.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

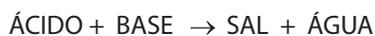
Equilíbrio Químico

Para início de conversa...

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

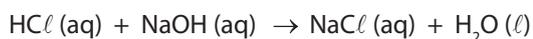
Reação química é todo e qualquer fenômeno químico que ocorre na natureza ou em um laboratório. Normalmente afirmamos que em uma reação química uma ou mais substâncias iniciais, chamadas de reagentes, formam uma ou mais substâncias finais, denominadas produtos de reação. Certo?

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:

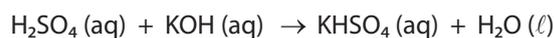
a) Neutralização do ácido clorídrico pelo hidróxido de sódio



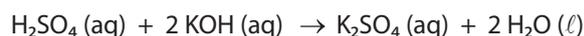
Lembrando que "(aq)" significa solução aquosa e que "(ℓ)" significa substância no estado líquido.

Importante

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.

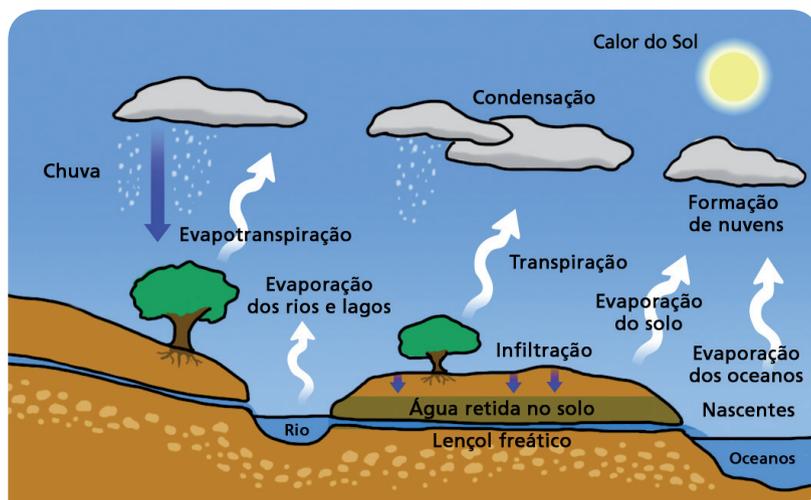


Figura 1: O ciclo da água na natureza é o caminho que ela percorre através de suas transformações físicas, do estado líquido, passando pelo gasoso e retornando ao líquido.

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?

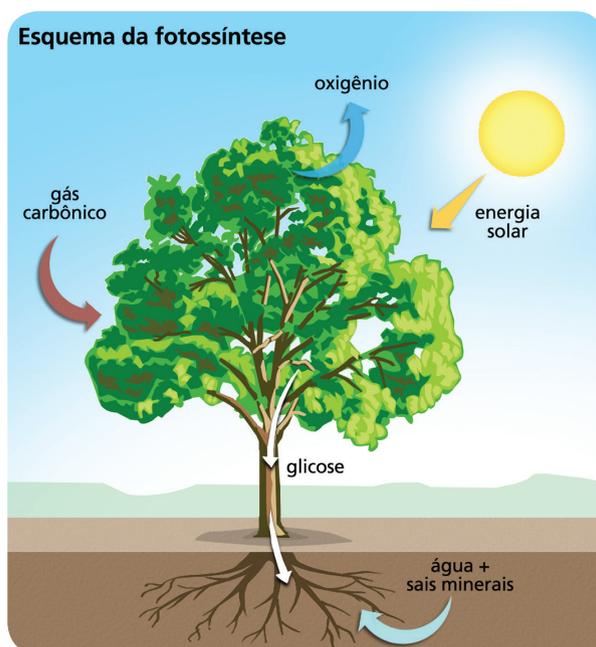


Figura 2: O esquema apresenta, de uma maneira simples, o processo da fotossíntese. Você já deve ter ouvido falar que de dia as plantas liberam gás oxigênio pela ação da energia solar. À noite, o processo é invertido e ocorre o consumo de gás oxigênio com formação de gás carbônico.

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?



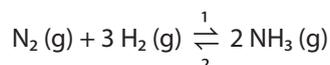
Figura 3: A definição física de equilíbrio diz que esse é o “estado de um corpo que se mantém sobre um apoio, sem se inclinar para nenhum dos lados” (Fonte: Dicionário Michaelis de Língua Portuguesa).

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 (NH_3) a partir de gás nitrogênio (N_2) e gás hidrogênio (H_2).



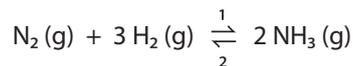
No início da transformação, as quantidades dos reagentes N_2 e H_2 são máximas e vão se reduzindo, com o passar do tempo, até formar o produto NH_3 (reação no sentido 1). Entretanto, ao mesmo tempo em que essa reação está ocorrendo, parte do produto que já foi formado vai se decompondo e produzindo os 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*.

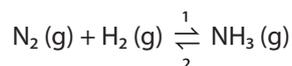
O equilíbrio na prática

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.

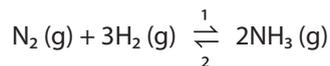
Num recipiente de volume igual a 1,0 litro foram colocados para reagir 3,0 mol de gás nitrogênio (N_2) e 8,0 mol de gás hidrogênio (H_2). A temperatura de todo o processo foi mantida constante. Quando o equilíbrio químico foi alcançado, verificou-se a presença de apenas 4,0 mol do produto amoníaco (NH_3).

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

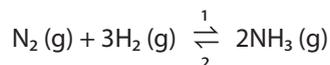
- 4) Recorrendo-se à relação estequiométrica, verifica-se que a proporção entre os compostos participantes é de **1:3:2**. Como houve uma transformação de 4,0 mol de amoníaco, a nova proporção a ser aplicada na tabela será igual a **2:6:4** (duas vezes maior).

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



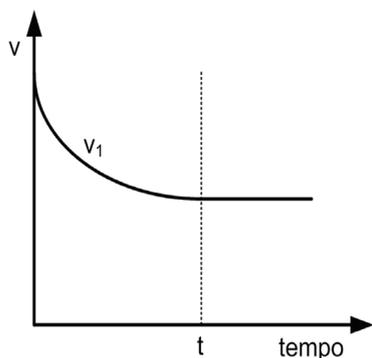
Figura 4: Gráficos facilitam a visualização dos resultados, a análise de comportamentos e a comparação entre duas ou mais variáveis. No caso do equilíbrio químico, as variáveis são velocidade ou concentração ao longo de um determinado período de tempo.

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:

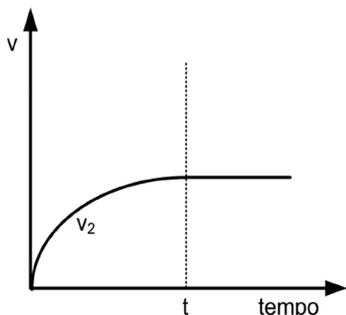
- O 1º gráfico é em função da velocidade de uma reação no sentido 1, isto é, a velocidade do consumo dos reagentes ao longo de determinado período de tempo.



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

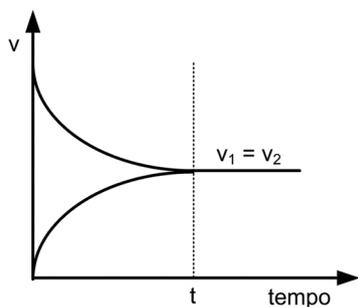
Deve-se ressaltar que a partir do instante "t" a taxa de reação (v_1) fica constante porque é a partir desse momento que a reação química entra em equilíbrio. Essa explicação também será válida para a taxa de reação (v_2) do próximo gráfico.

- 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.

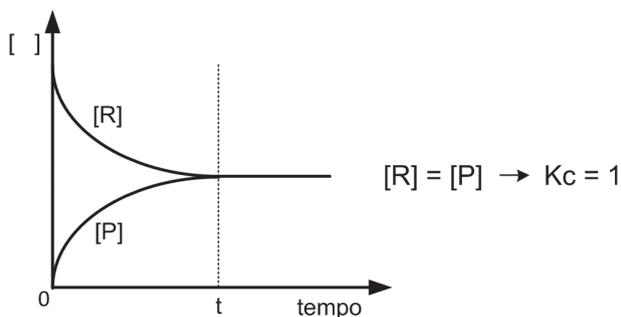


A partir do instante "t" as velocidades nos dois sentidos se igualam e alcança-se o equilíbrio químico

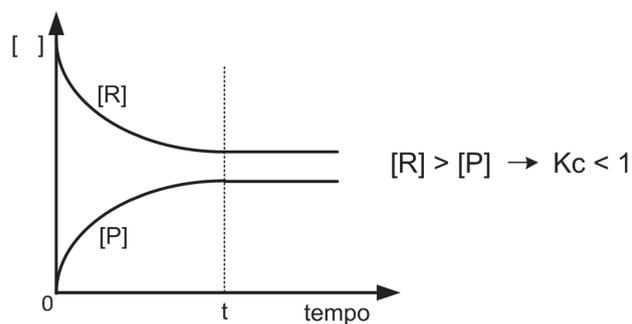
2ª) Gráficos do tipo concentração versus tempo

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:

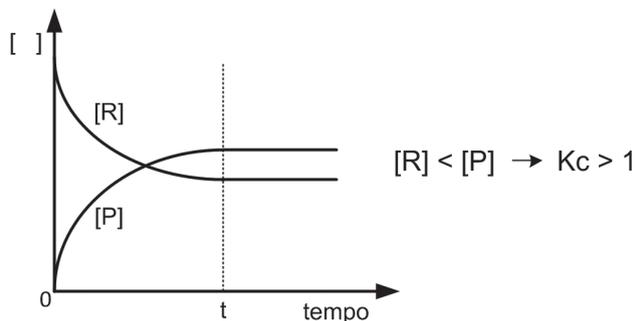
- O 1º gráfico é aquele em que o equilíbrio da reação apresenta-se com uma constante de equilíbrio igual a 1. Isso significa que no momento em que a reação chega ao equilíbrio (tempo "t") as concentrações de reagentes [R] e produtos [P] são iguais.



- 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.

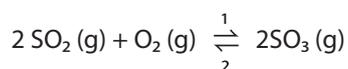
Trabalhou ainda com calor específico em gases a altas temperaturas e métodos de medição de temperaturas. Promoveu a aplicação de química na indústria francesa, especialmente na produção de amoníaco, cimento, aço e cerâmica. Entre os livros que publicou, destacaram-se *Science and Industry* (1925) e *Method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

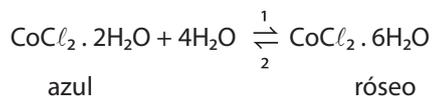
Importante

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.

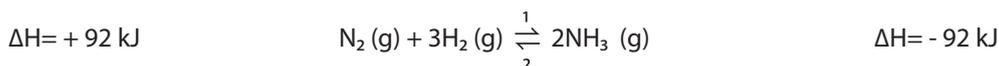
Vamos exemplificar usando o gás amoníaco (NH_3). A formação do NH_3 a partir dos gases H_2 e N_2 é um processo exotérmico representado pela seguinte equação química:



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.

Importante

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 .

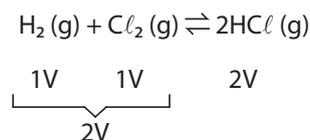
Por sua vez, as alterações nas concentrações dos reagentes e do produto interferem na expressão do K_c , pois o valor do numerador (produto) diminui, enquanto os valores no denominador (reagentes) aumentam, ou seja, a constante de equilíbrio será menor.

Importante

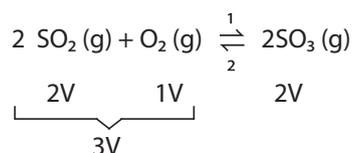
O aumento da temperatura desloca o equilíbrio químico no sentido da reação endotérmica.

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.

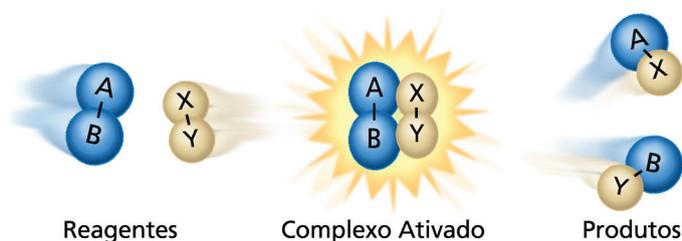


Figura 5: A ocorrência de uma reação química está obrigatoriamente relacionada com o contato entre as moléculas reagentes e a energia de ativação. A formação dos produtos a partir dos reagentes é um processo gradual em que as ligações dos reagentes são quebradas, ao mesmo tempo em que as ligações dos 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.

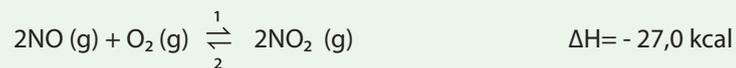
O uso do catalisador aumenta a velocidade da reação, entretanto, não altera o ponto de equilíbrio – não desloca o equilíbrio e nem altera o valor de K_c . O catalisador somente diminui o tempo para que o equilíbrio seja alcançado.



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 .

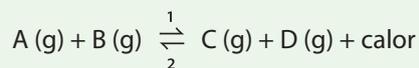
Anote suas
respostas em
seu caderno





O que afeta a concentração?

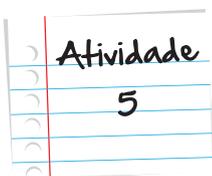
Observe a equação química da reação genérica ajustada abaixo:



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



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!

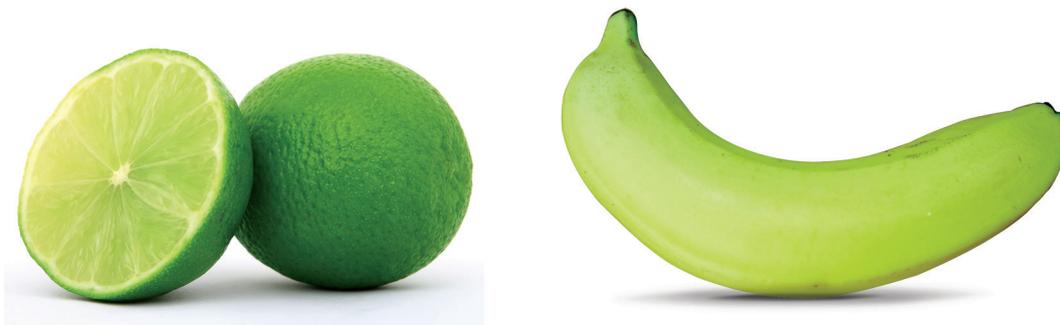


Figura 6: Se você já colocou um limão na boca, sabe que essa é uma fruta com um sabor azedo, não é verdade? E se já comeu uma banana verde sabe que tem gosto de cica, que é um sabor adstringente.

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

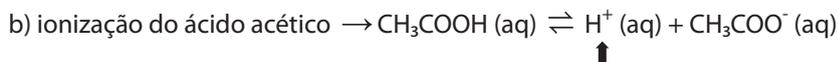
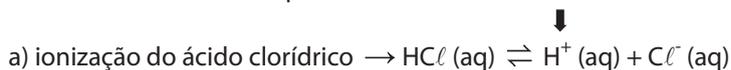
Fonte banana: <http://www.sxc.hu/photo/1252810> – Autor: Thorpe Obazee

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:

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

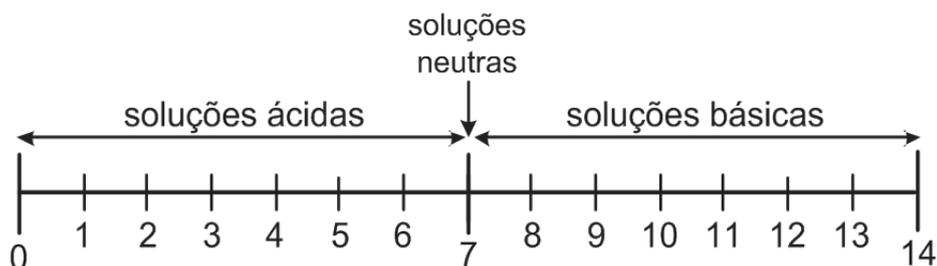
Alguns exemplos de logaritmo:

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

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

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

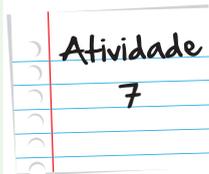
Um suco de laranja possui concentração de íons H^+ igual a $0,0001 \text{ mol/L}$. Determine o valor do pH para esse suco.

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 $0,1 \text{ mol/L}$, considerando a ionização total do ácido.

Anote suas respostas em seu caderno

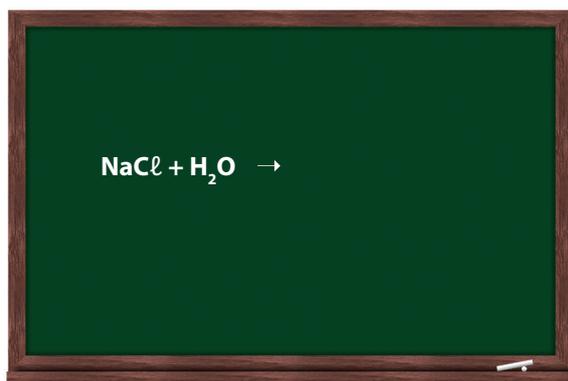


Seção 6

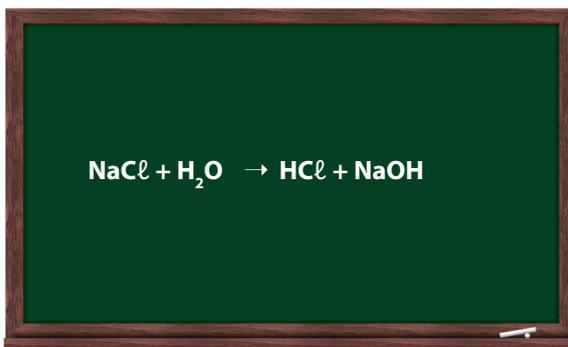
Uma solução salina apresenta caráter neutro, ácido ou básico?

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: Ilker

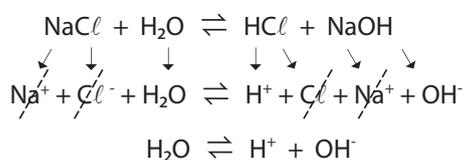
O professor se dirigiu à turma e disse: “Quer dizer, então, que a reação do sal de cozinha com a água tem esses produtos? Por favor, não me convidem para jantar uma sopa na casa de vocês porque eu não estou a fim de tomar ácido muriático (HCl) e soda cáustica (NaOH)”.

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.



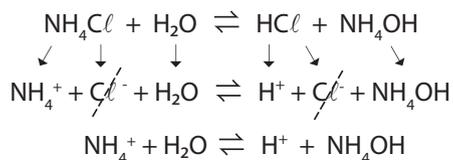
Nesse caso, não há hidrólise do cloreto de sódio (NaCl); a solução permanece neutra, com quantidades iguais de íons H⁺ e OH⁻, isto é, a solução tem pH = 7. O cloreto de sódio é um sal de reação neutra, e por isso podemos colocá-lo sem medo em nossa comida.

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

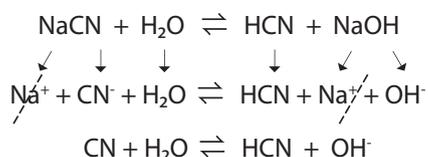
Usaremos como exemplo desse tipo de reação a hidrólise do cloreto de amônio.



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

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: $\text{pH} = ?$

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

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

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

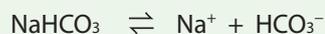
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-1} \rightarrow \text{pH} = -(-1) \times \log 10$$

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

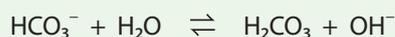
Resposta: $\text{pH} = 1$

Atividade 09

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



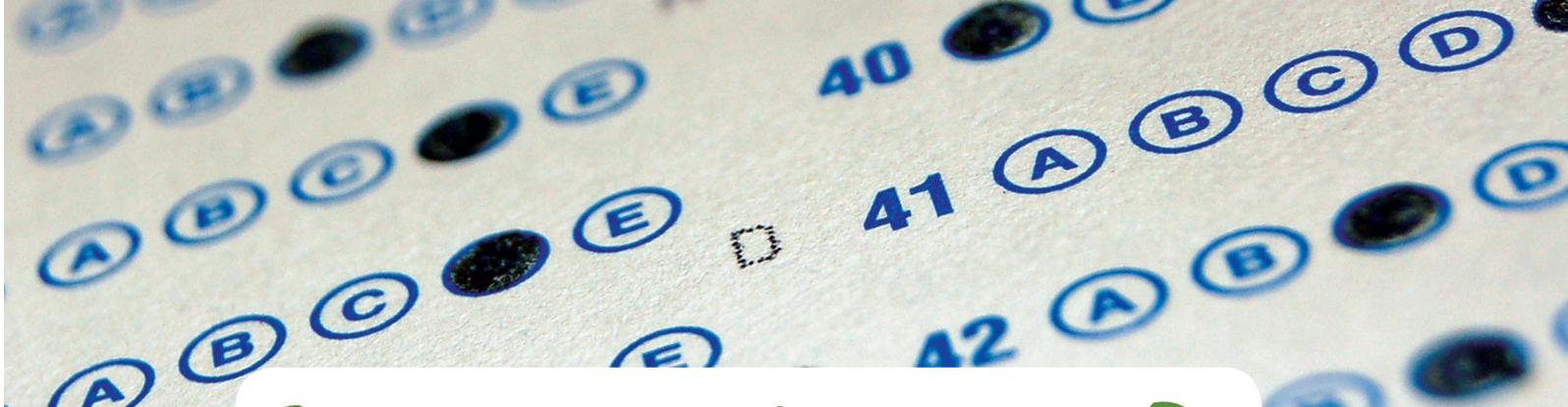
Lembre-se de que o problema disse que ocorre hidrólise apenas do ânion:



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

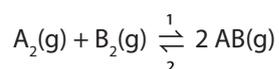




O que perguntam por aí?

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:

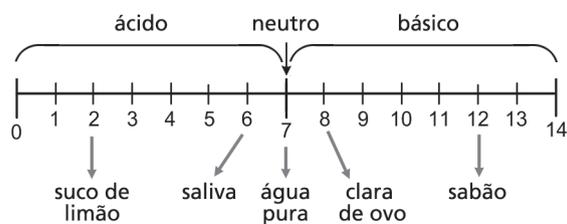
- a) $v_1 = v_2$
- b) $v_1 = 2v_2$
- c) $[A_2] = 0$
- d) $[B_2] = 0$
- e) $[A_2] = [B_2]$

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

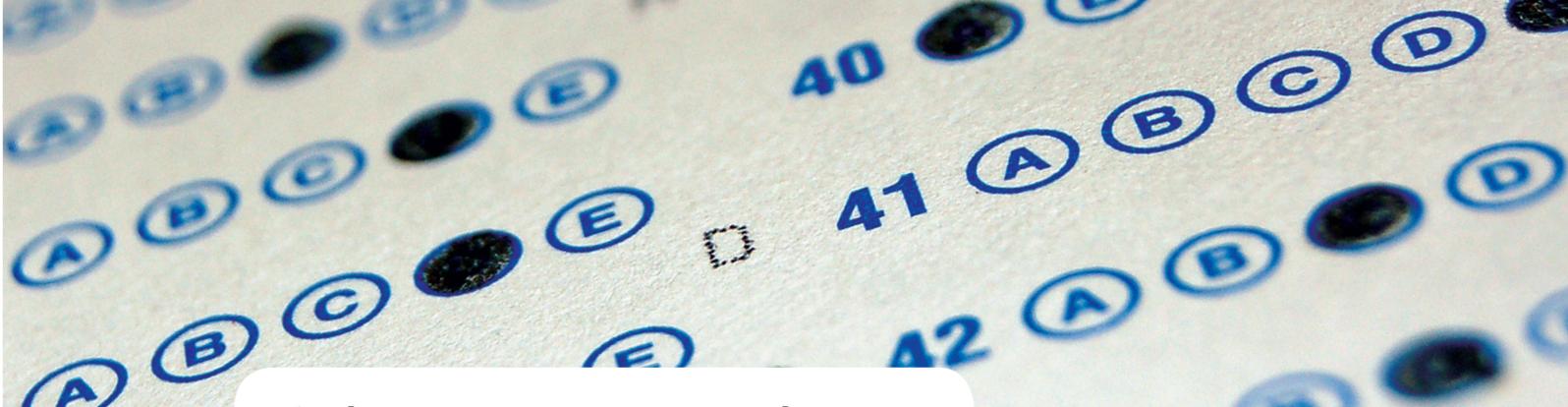
Da solução testada pelos alunos, o professor retirou 100 mL e adicionou água até completar 200 mL de solução diluída. O próximo grupo de alunos a medir o pH deverá encontrar para o mesmo:

- 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.

Exercício 3 – Adaptado de UERJ – 2007

O conhecimento e o estudo da velocidade das reações químicas, além ser muito importante para a indústria, também está relacionado ao nosso cotidiano.

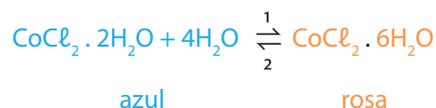
Qual das seguintes mudanças aumentará a concentração dos produtos em qualquer reação química em equilíbrio?

- a. Adição de catalisador
- b. Diminuição da pressão
- c. Aumento da temperatura
- d. Aumento da concentração dos reagentes

Exercício 4 – Cecierj – 2013

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:



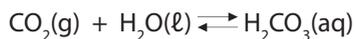
Qual será a cor do galinho em um dia de tempo úmido e qual a explicação?

- a. Rosa, pois a quantidade de água na atmosfera aumenta, deslocando o equilíbrio para a esquerda [2]
- b. Rosa, pois a quantidade de água na atmosfera aumenta, deslocando o equilíbrio para a direita [1]
- c. Azul, pois a quantidade de água na atmosfera diminui, deslocando o equilíbrio para a esquerda [2]
- d. Azul, pois a quantidade de água na atmosfera aumenta, deslocando o equilíbrio para a direita [1]

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

Às vezes, ao abrir um refrigerante, percebe-se que uma parte do produto vaza rapidamente pela extremidade do recipiente. A explicação para esse fato está relacionada à perturbação do equilíbrio químico existente entre alguns

dos ingredientes do produto, de acordo com a equação:

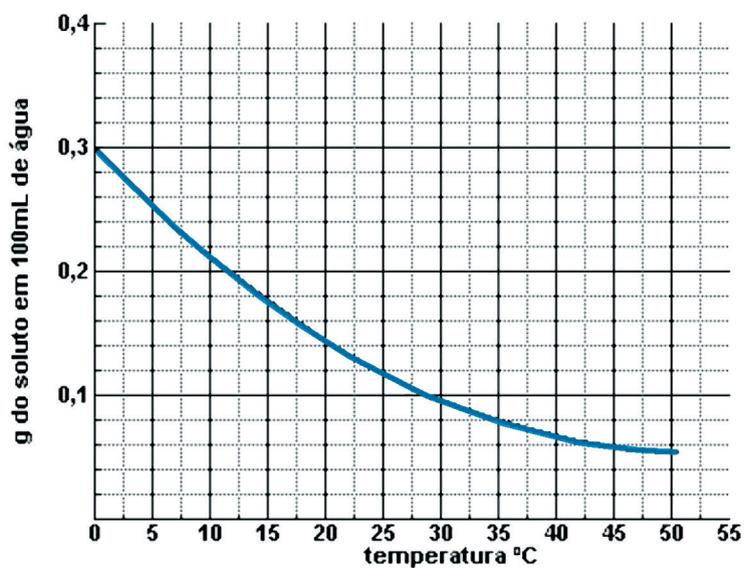


A alteração do equilíbrio anterior, relacionada ao vazamento do refrigerante nas condições descritas, tem como consequência a

- 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**