

QUÍ

PRÉ-VESTIBULAR
QUÍMICA

3



Avenida Dr Nelson D'Ávila, 811
Jardim São Dimas – CEP 12245-030
São José dos Campos – SP
Telefone: (12) 3924-1616
www.sistemapoliedro.com.br

Coleção PV

Copyright © Editora Poliedro, 2021.

Todos os direitos de edição reservados à Editora Poliedro.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal, Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ISBN 978-65-5613-104-7

Autoria: Guilherme Aulicino Bastos Jorge e Thiago Bernini Gaspar

Direção-geral: Nicolau Arbex Sarkis

Direção editorial: Alysson Ribeiro

Gerência editorial: Emilia Noriko Ohno

Coordenação de projeto editorial: Brunna Mayra Vieira da Conceição

Edição de conteúdo: Ana Luiza Areas Matos Alves

Analista editorial: Débora Cristina Guedes

Assistentes editoriais: Gabriel Henrique Siqueira Neves e Grazielle Baltar Ferreira Antonio

Gerência de *design* e produção editorial: Ricardo de Gan Braga

Coordenação de revisão: Rogério Salles

Revisão: Amanda Andrade Santos, Ana Rosa Barbosa Ancosqui, Mait Paredes Antunes, Ellen Barros de Souza, Rafaella de A. Vasconcellos e Sônia Galindo Melo

Coordenação de arte: Fabricio dos Santos Reis

Diagramação: Daniela Capezzuti, Leonel Nascimento Maneskul e Walter Tierno

Projeto gráfico e capa: Aurélio Camilo

Coordenação de licenciamento e iconografia: Leticia Palaria de Castro Rocha

Auxiliar de licenciamento: Jacqueline Ferreira Figueiredo

Planejamento editorial: Maria Carolina das Neves Ramos

Coordenação de multimídia: Kleber S. Portela

Gerência de produção gráfica: Guilherme Brito Silva

Coordenação de produção gráfica: Rodolfo da Silva Alves

Produção gráfica: Fernando Antônio Oliveira Arruda, Matheus Luiz Quinhonhes Godoy Soares, Rafael Machado Fernandes e Vandrê Luis Soares

Colaboradores externos: Thiago Menzonatto (edição), Madrigais Produção Editorial e Flávio Marcelo Vianna de Oliveira ME (Revisão)

Impressão e acabamento: PifferPrint

Fotos de capa e frontispício: PowerUp/Shutterstock.com

A Editora Poliedro pesquisou junto às fontes apropriadas a existência de eventuais detentores dos direitos de todos os textos e de todas as imagens presentes nesta obra didática. Em caso de omissão, involuntária, de quaisquer créditos, colocamo-nos à disposição para avaliação e consequente correção e inserção nas futuras edições, estando, ainda, reservados os direitos referidos no Art. 28 da lei 9.610/98.

Sumário

Frente 1

8 Reações orgânicas	5
Reações orgânicas, 6	Exercícios propostos, 30
Cisão homolítica, 6	Texto complementar, 52
Cisão heterolítica, 6	Resumindo, 54
Reações de substituição, 6	Quer saber mais?, 59
Reações de adição, 15	Exercícios complementares, 59
Revisando, 27	

Frente 2

7 Propriedades coligativas	85
Definição, 86	Exercícios propostos, 97
Tonometria, 89	Textos complementares, 106
Ebuliometria, 91	Resumindo, 108
Criometria, 91	Quer saber mais?, 109
Osmometria, 92	Exercícios complementares, 109
Revisando, 95	
8 Oxirredução	119
Número de oxidação e cálculo do Nox, 120	Textos complementares, 138
Oxidação, redução, agente oxidante e agente redutor, 125	Resumindo, 143
Revisando, 128	Quer saber mais?, 143
Exercícios propostos, 132	Exercícios complementares, 144

Frente 3

6 Equilíbrio químico II	149
Equilíbrio iônico da água, 150	Texto complementar, 192
Conceitos modernos de ácidos e bases, 154	Resumindo, 197
Equilíbrios heterogêneos, 163	Quer saber mais?, 198
Revisando, 170	Exercícios complementares, 198
Exercícios propostos, 173	
Gabarito	221



FRENTE 1

CAPÍTULO

8

Reações orgânicas

As substâncias orgânicas são utilizadas de várias maneiras, como fármacos, corantes, aromas, perfumes, vitaminas, combustíveis, entre outras. Algumas delas podem ser usadas na forma em que são encontradas na natureza, como certos tipos de óleos vegetais. No entanto, outros produtos, como o sabão, não são encontrados no meio ambiente e devem ser preparados por meio de reações orgânicas.

Reações orgânicas

Uma reação química ocorre quando há o rearranjo dos átomos dos reagentes para a formação de novos produtos, ou seja, quando há quebra das ligações entre os átomos das substâncias reagentes e formação de novas ligações entre esses átomos, que geram novos produtos. A reação química é classificada como **reação química orgânica** quando acontece entre substâncias orgânicas.

A **ligação covalente** é o tipo de ligação química encontrado com mais frequência em substâncias orgânicas. Nesses compostos, há dois tipos de ruptura ou cisão que podem ocorrer: a cisão homolítica e a cisão heterolítica, e são elas que determinarão o tipo de mecanismo pelo qual a reação se processará.

Cisão homolítica

Ocorre quando uma ligação covalente quebra de forma homogênea, ou seja, cada átomo fica com um elétron da ligação. Observe o esquema geral na Fig. 1:



Fig. 1 Cisão homolítica de uma ligação covalente.

Esse tipo de cisão dá origem a reagentes chamados **radicais livres**. Essas espécies químicas são átomos ou moléculas que apresentam uma quantidade ímpar de elétrons em sua camada de valência, fazendo com que esses compostos tenham alta reatividade.

Cisão heterolítica

Ocorre quando uma ligação covalente quebra de forma heterogênea, ou seja, um dos átomos fica com o par de elétrons da ligação, formando duas espécies iônicas. Observe o esquema geral na Fig. 2:



Fig. 2 Cisão heterolítica de uma ligação covalente.

Esse tipo de cisão dá origem a dois reagentes distintos, o cátion (A^+), chamado **eletrófilo**, e o ânion (B^-), chamado **nucleófilo**.

Os reagentes eletrófilos são classificados como ácidos de Lewis (podem receber um par de elétrons) e sempre atacam a parte negativa de uma molécula. Já os reagentes nucleófilos são classificados como bases de Lewis (podem oferecer um par de elétrons) e sempre atacam a parte positiva de uma molécula.

Reações de substituição

Envolvem obrigatoriamente a troca de um átomo (ou grupo de átomos), que faz parte de um composto orgânico, por um átomo (ou grupo de átomos) do outro reagente.

Essas reações são características de compostos que apresentam elevada estabilidade, como os compostos saturados (alcanos, álcoois, haletos de alquila etc.) e os compostos aromáticos.

Reação de substituição em alcanos

Os alcanos também são conhecidos como parafinas (do latim *parum affinis*, "pouca afinidade"), em razão de sua baixa reatividade, que pode ser explicada pelo fato de as ligações C—H e C—C serem muito fortes e, por consequência, difíceis de quebrar.

As reações com alcanos normalmente ocorrem por meio de mecanismos que envolvem a formação de radicais livres, originados pela pequena diferença de eletronegatividade entre o carbono e o hidrogênio, resultando em ligações pouco polarizadas, o que facilita a cisão homolítica.

Reação de halogenação em alcanos

Sob condições adequadas (luz ultravioleta e calor), os halogênios (Cl_2 ou Br_2), por sua alta eletronegatividade, reagem com alcanos em uma reação de substituição via radical livre.

Esse tipo de reação é utilizado na obtenção de haletos de alquila e consiste na substituição de um ou mais átomos de hidrogênio de um alcano por átomos de cloro ou bromo, de acordo com o seguinte esquema geral (Fig. 3), em que R—H representa um alcano e X—X, um halogênio (Cl_2 ou Br_2):



Fig. 3 Esquema geral de halogenação de um alcano.

O iodo (I_2) não tem eletronegatividade suficiente para reagir com os alcanos. Já no caso do flúor (F_2), por ser um oxidante muito forte, a reação difere em muitos aspectos das reações com o cloro e o bromo e, por essa razão, não será tratada aqui.

No exemplo a seguir, uma mistura de metano e cloro reage em uma reação de substituição iniciada pela quebra homolítica da ligação Cl—Cl em razão da presença de luz ultravioleta. Essa reação é dita monocloração do metano (Fig. 4), visto que houve a substituição de apenas um hidrogênio por cloro.



Fig. 4 Monocloração do metano.

Mecanismo da reação

O mecanismo da reação de halogenação envolve três etapas fundamentais: iniciação, propagação e término.

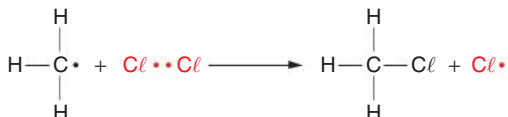
A iniciação envolve a cisão homolítica da molécula de cloro, gerando os radicais livres cloro ($Cl\cdot$).



Os átomos de cloro formados são bastante reativos e, ao colidirem com a molécula do metano, retiram um átomo de hidrogênio, formando uma molécula de HCl e um radical metil ($CH_3\cdot$).



Esse radical formado, por sua vez, ao colidir com uma molécula de cloro (Cl_2), reage originando o clorometano e outro radical cloro, que dá continuidade ao ciclo de propagação.



Nessas etapas, para cada radical consumido, outro é formado, por isso elas são chamadas etapas de propagação.

Porém, na prática, essa situação não é tão simples assim, pois existe a possibilidade de dois radicais livres quaisquer colidirem, levando à formação de novas moléculas. Essas reações são denominadas etapas de término da reação.



Assim como é possível realizar uma monossustituição no metano, também é possível substituir todos os seus hidrogênios por átomos de cloro (Fig. 5).

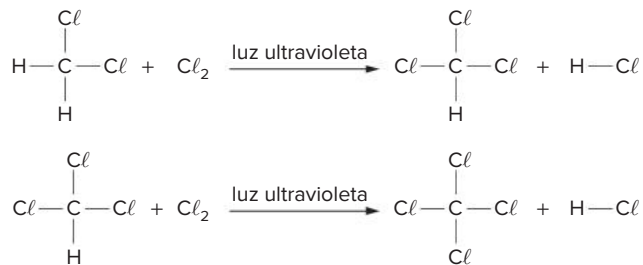


Fig. 5 Tetracloração do metano.

Na halogenação de alcanos com três ou mais átomos de carbono na cadeia, o átomo de halogênio pode substituir qualquer um dos átomos de hidrogênio, formando uma mistura de produtos isômeros de posição. Por exemplo, na monocloração do propano (Fig. 6), é possível obter dois produtos diferentes.

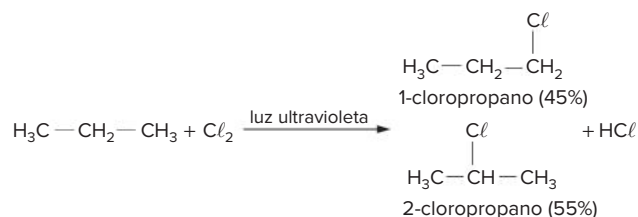
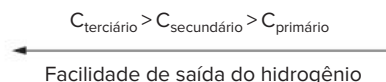


Fig. 6 Monocloração do propano.

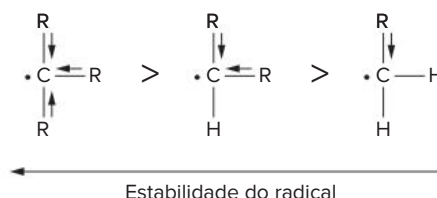
As quantidades obtidas de cada produto dependem de dois fatores principais: a velocidade relativa de substituição do hidrogênio e a quantidade de hidrogênios ligados em cada átomo.

Estatisticamente, a obtenção do 1-cloropropano é mais favorável. Apesar disso, os hidrogênios do carbono secundário reagem 3,8 vezes mais rápido que os dos carbonos primários. Dessa forma, obtém-se uma porcentagem maior de 2-cloropropano.

A velocidade relativa de substituição de hidrogênio obedece ao seguinte critério:



Essa ordem é consequência da estabilidade do radical alquila formado na cisão homolítica. A estabilidade dos radicais alquila é, em parte, explicada considerando-se o efeito indutivo doador de elétrons dos grupos alquila ($-R$) que estão ligados ao carbono que contém o elétron desemparelhado, ou seja, da propriedade desses grupos em aproximar o par de elétrons compartilhado, e, assim, estabilizar o carbono que contém o elétron desemparelhado.



Observe que, ao retirarmos um átomo de hidrogênio de um carbono terciário, esse carbono terá sua deficiência de elétrons atenuada por três grupos alquila; se o hidrogênio for retirado de um carbono secundário, sua deficiência de elétrons será atenuada por dois grupos alquila; e, se o hidrogênio for retirado de um carbono primário, sua deficiência de elétrons será atenuada por um grupo alquila. Quanto maior o número de grupos alquila atenuando a deficiência de elétrons, maior a estabilidade do radical formado e, conseqüentemente, maior a facilidade de substituir um hidrogênio.

Quando realizamos a bromação de um alcano, a ordem de velocidade relativa é a mesma, porém a diferença entre as velocidades é mais pronunciada, já que o bromo é menos eletronegativo que o cloro e reage mais lentamente. Portanto, o bromo é mais seletivo na substituição. Observe, na Fig. 7, a porcentagem obtida dos dois isômeros na monobromação do propano.

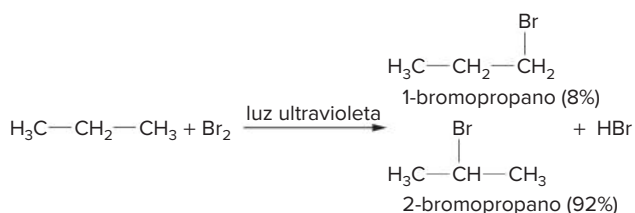
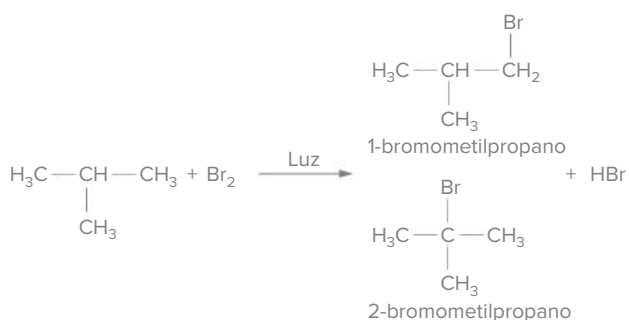


Fig. 7 Monobromação do propano.

Exercícios resolvidos

1 Na monobromação do metilpropano, na presença de luz, é possível obter dois produtos isômeros de posição. Escreva a equação de monobromação do metilpropano, os nomes dos produtos obtidos e, com base na velocidade relativa de substituição dos hidrogênios, indique o composto preferencialmente formado.

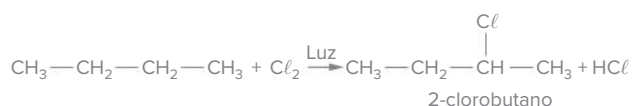
Resolução:



O produto formado preferencialmente é o 2-bromometilpropano, pois corresponde à substituição do hidrogênio do carbono terciário.

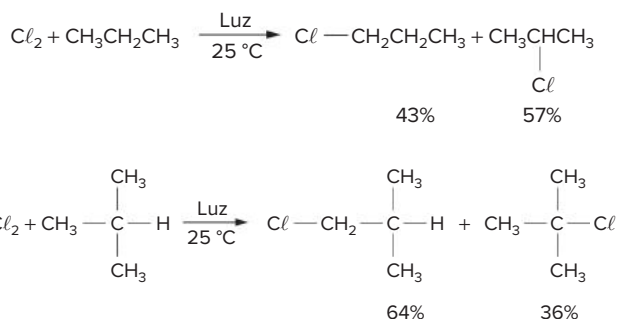
2 Indique o nome do produto formado preferencialmente na monobromação do butano na presença de luz.

Resolução:



O produto obtido preferencialmente é o 2-clorobutano, pois corresponde à substituição do hidrogênio do carbono secundário.

3 **Fuvest** Alcanos reagem com cloro, em condições apropriadas, produzindo alcanos monoclorados, por substituição de átomos de hidrogênio por átomos de cloro, como esquematizado:



Considerando os rendimentos percentuais de cada produto e o número de átomos de hidrogênio de mesmo tipo (primário, secundário ou terciário), presentes nos alcanos acima, pode-se afirmar que, na reação de cloração, efetuada a 25 °C,

- um átomo de hidrogênio terciário é cinco vezes mais reativo do que um átomo de hidrogênio primário.
- um átomo de hidrogênio secundário é quatro vezes mais reativo do que um átomo de hidrogênio primário.

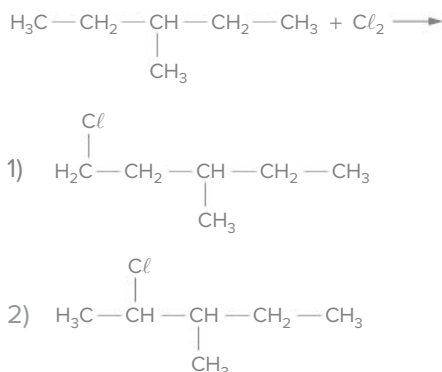
Observação: Hidrogênios primário, secundário e terciário são os que se ligam, respectivamente, a carbonos primário, secundário e terciário

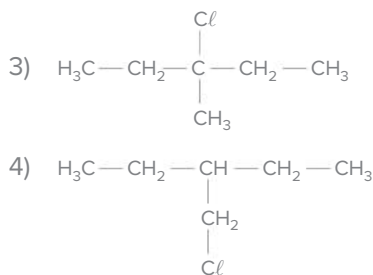
A monocloração do 3-metilpentano, a 25 °C, na presença de luz, resulta em quatro produtos, um dos quais é o 3-cloro-3-metilpentano, obtido com 17% de rendimento.

- Escreva a fórmula estrutural de cada um dos quatro produtos formados.
- Com base na porcentagem de 3-cloro-3-metilpentano formado, calcule a porcentagem de cada um dos outros três produtos.

Resolução:

a) Os produtos formados são:





b) Do enunciado, tem-se que, na formação do 3-cloro-3-metilpentano, o rendimento é 17%. Como o carbono terciário apresenta apenas um hidrogênio, concluímos que o rendimento de cada hidrogênio de carbono terciário é de 17%.

Sabemos também, a partir do enunciado, que um hidrogênio ligado a carbono terciário é cinco vezes mais reativo do que o hidrogênio ligado ao carbono primário, e que um hidrogênio de carbono secundário é quatro vezes mais reativo do que um átomo de hidrogênio de carbono primário. Dessa forma, podemos calcular a reatividade de cada hidrogênio: Cada hidrogênio primário: $17\% / 5 = 3,4\%$

Cada hidrogênio secundário: $3,4\% \cdot 4 = 13,6\%$

Com esses valores, podemos calcular o rendimento de cada produto. Basta multiplicar o valor da reatividade do hidrogênio pela quantidade de hidrogênios que pode ser substituída.

Produto formado	Hidrogênios que podem ser substituídos	Cálculo do rendimento
$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 1-cloro-3-metilpentano	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 6 hidrogênios	$6 \cdot 3,4\% = 20,4\%$
$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 2-cloro-3-metilpentano	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ 4 hidrogênios	$4 \cdot 13,6\% = 54,4\%$
$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{Cl} \end{array}$ 1-cloro-2-etilbutano	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ 3 hidrogênios	$3 \cdot 3,4\% = 10,2\%$

Reação de substituição em aromáticos

Em compostos aromáticos, os elétrons π encontram-se em ressonância, o que fornece a eles uma estabilidade especial. As reações mais características dos compostos aromáticos são as de substituição que ocorrem com reagentes eletrofílicos, pois a alta densidade de elétrons de um sistema aromático atrai espécies químicas eletrofílicas (espécies com grande afinidade por elétrons), que substituem um dos hidrogênios do anel.

Esse tipo de reação é denominado **substituição aromática eletrofílica** e, de forma genérica, pode ser representada como mostrado na Fig. 8, em que “E” representa um grupo eletrofílo (carga positiva) e “Nu” um grupo nucleófilo (carga negativa).

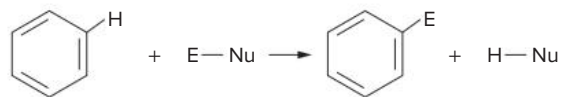


Fig. 8 Reação genérica de substituição aromática eletrofílica.

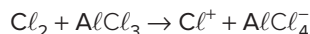
Em uma reação qualquer de substituição aromática eletrofílica no benzeno, os hidrogênios são todos equivalentes, portanto é indiferente qual dos seis hidrogênios será substituído. Esse tipo de reação permite a introdução direta de uma grande variedade de grupos em um anel aromático. Há cinco tipos de reação que ocorrem por substituição aromática eletrofílica: halogenação, nitração, sulfonação, alquilação de Friedel-Crafts e acilação de Friedel-Crafts.

Halogenação

Nesse tipo de reação, os reagentes utilizados são: Cl_2 , Br_2 ou I_2 . Como os halogênios tendem a sofrer cisão homolítica, formando radicais livres, é necessário utilizar catalisadores que atuem como ácidos de Lewis para realizar uma cisão heterolítica e, dessa forma, gerar uma espécie eletrofílica. Os catalisadores mais utilizados nesse tipo de reação são: AlCl_3 , BF_3 e FeBr_3 .

Observe, na Fig. 9, uma reação de halogenação (cloração) do benzeno.

Etapa inicial (Quebra heterolítica):



Reação global:

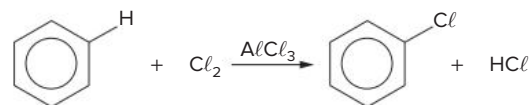
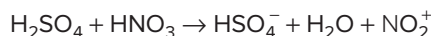


Fig. 9 Halogenação do benzeno.

Nitração

Nesse tipo de reação, o benzeno reage com o ácido nítrico (HNO_3). O ácido sulfúrico (H_2SO_4) é utilizado como catalisador na etapa inicial para formar um grupo eletrofílico NO_2^+ oriundo do ácido nítrico, que substitui o hidrogênio, formando um nitrocomposto (Ar-NO_2), conforme mostrado na Fig. 10.

Etapa inicial (Quebra heterolítica):



Reação global:

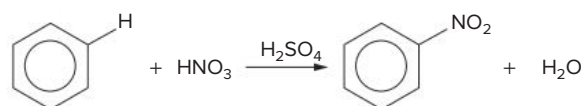
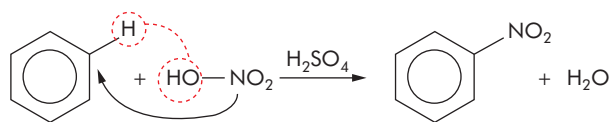


Fig. 10 Nitração do benzeno.

! Atenção

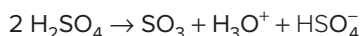
O ácido nítrico (HNO_3) também pode ser representado da seguinte maneira: $\text{HO}-\text{NO}_2$. Portanto, a reação pode ser representada simplificada da seguinte forma:



Sulfonação

Na reação de sulfonação, o hidrogênio é substituído por um grupo sulfônico ($-\text{SO}_3\text{H}$), para produzir o ácido benzenosulfônico ($\text{Ar SO}_3\text{H}$) (Fig. 11). Nesse caso, a espécie reativa é a espécie química SO_3 , presente no ácido sulfúrico fumegante ou obtida por desidratação do ácido sulfúrico concentrado por aquecimento.

Etapa inicial (Quebra heterolítica):



Reação global:

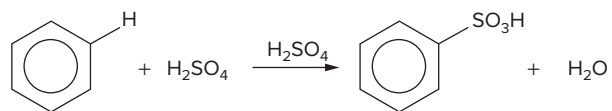
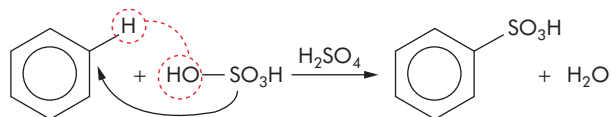


Fig. 11 Sulfonação do benzeno.

! Atenção

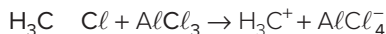
O ácido sulfúrico (H_2SO_4) também pode ser representado da seguinte maneira: $\text{HO}-\text{SO}_3\text{H}$. Portanto, é possível representar simplificada a reação da seguinte forma:



Alquilação de Friedel-Crafts

Nesse tipo de reação, o hidrogênio do anel aromático é substituído por um radical alquila proveniente de um haleto de alquila ($\text{R}-\text{X}$). Essa reação ocorre de forma semelhante à halogenação, pois o haleto de alquila é colocado para reagir com um ácido de Lewis, formando a espécie eletrofílica, conforme representado na Fig. 12.

Etapa inicial (Quebra heterolítica):



Reação global:

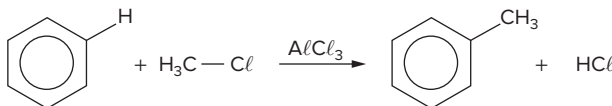


Fig. 12 Alquilação de Friedel-Crafts.

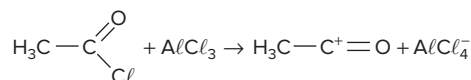
Nesse exemplo, foi utilizado o cloreto de metila, porém essa reação também pode acontecer com qualquer outro radical alquila e com o bromo ou o iodo.

Acilação de Friedel-Crafts

Trata-se de uma reação em que o hidrogênio do anel

aromático é substituído por um grupo acila ($\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-$). Essa reação ocorre de forma semelhante à alquilação, pois o haleto de acila é colocado para reagir com um ácido de Lewis para formar a espécie eletrofílica, conforme representado na Fig. 13.

Etapa inicial (Quebra heterolítica):



Reação global:

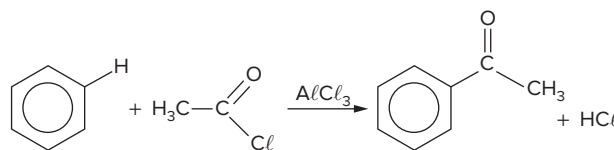
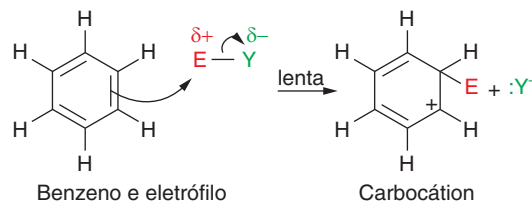


Fig. 13 Acilação de Friedel-Crafts.

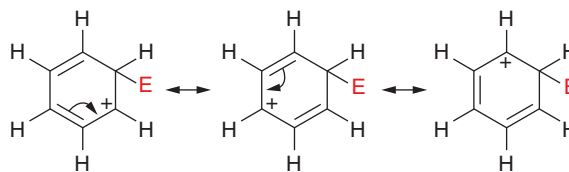
! Saiba mais

Mecanismo da reação de substituição aromática eletrofílica

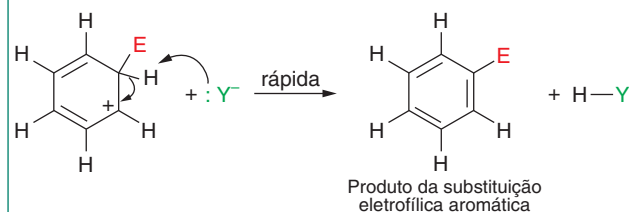
A primeira etapa é a determinante da velocidade. Nela, um carbocátion é formado quando um par de elétrons π do anel aromático é utilizado para formar uma ligação com o eletrófilo.



O carbocátion formado nessa etapa é estabilizado pela deslocalização de elétrons, representada pela ressonância entre as estruturas contribuintes:



Após sua formação, o carbocátion perde rapidamente um próton (H^+), restaurando a aromaticidade do anel e resultando no produto da substituição eletrofílica aromática.



Dirigência em aromáticos

Vimos, nos exemplos anteriores, que uma reação de substituição aromática eletrofílica qualquer leva à formação de um único composto monossustituído. No entanto, ao realizarmos uma segunda substituição, verifica-se, experimentalmente, que o primeiro grupo ligado no anel influencia, de maneira direta, a posição (*orto*, *meta* ou *para*, como na Fig. 14) em que ocorrerá a segunda substituição e, por essa razão, é chamado grupo dirigente.

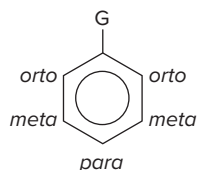


Fig. 14 Posições *orto*, *meta* e *para* no benzeno monossustituído (representado por G).

Os grupos dirigentes são divididos em duas classes: **grupos *orto-para* dirigentes** e **grupos *meta* dirigentes**.

• Grupos *orto* e *para* dirigentes

Aqueles que, quando presentes no anel aromático, orientam a segunda substituição, preferencialmente nas posições *orto* e *para*, formando dois produtos principais. Os principais grupos *orto* e *para* dirigentes são mostrados na Tab. 1.

Amina	$\text{NH}_2, -\text{NH}-\text{R}, \text{R}-\text{N}(\text{R})_2$
Hidróxi	$-\text{OH}$
Grupos alquila	$-\text{CH}_3, -\text{CH}_2-\text{CH}_3, \dots$
Grupos arila	
Halogênios	$-\text{Cl}, -\text{Br}, -\text{I}$
Alcóxí	$-\text{O R}$

Tab. 1 Principais grupos *orto* e *para* dirigentes.

Observe o exemplo da nitração do fenol, representado na Fig. 15, em que o grupo $-\text{OH}$ é *orto* e *para* dirigente, portanto há formação de dois produtos, um na posição *orto* e um na posição *para*.

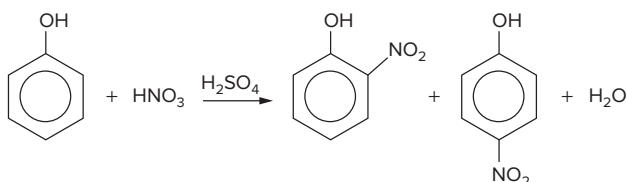


Fig. 15 Nitração do fenol.

• Grupos *meta* dirigentes

São grupos que, quando presentes no anel aromático, orientam a segunda substituição, preferencialmente na posição *meta*. Os principais grupos *meta* dirigentes são mostrados na Tab. 2.

Nitro	$-\text{NO}_2$
Sulfônico	SO_3H
Carboxila	COOH
Aldeído	$-\text{CHO}$
Carbonila	$-\text{CO}-$
Nitrila	$-\text{CN}$
Éster	$-\text{COOR}$

Tab. 2 Principais grupos *meta* dirigentes.

Observe o exemplo da Fig. 16, que representa a cloração do nitrobenzeno. Nesse caso, como o grupo $-\text{NO}_2$ é *meta* dirigente, há formação de um único produto na posição *meta*.

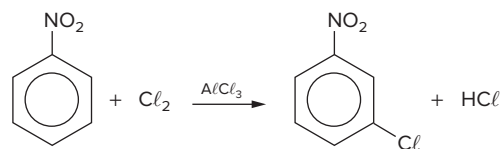


Fig. 16 Monocloração do nitrobenzeno.

Para prever os produtos de uma reação envolvendo um composto aromático monossustituído, basta verificar a que grupo pertence o primeiro substituinte. Observe que, no caso dos grupos *orto* e *para* dirigentes, o elemento ligado diretamente no anel aromático é sempre mais eletronegativo que o segundo. Dessa forma, esse elemento sempre apresentará carga negativa e, como consequência, o átomo de carbono do anel que está ligado diretamente a ele apresentará carga positiva.

Distribuindo as cargas alternadas ao redor do anel, verifica-se que as negativas ocuparão as posições *orto* e *para*. Como o reagente é sempre eletrofílico (tem afinidade por elétrons), ele será atraído para as posições em que aparecem cargas negativas (Fig. 17)

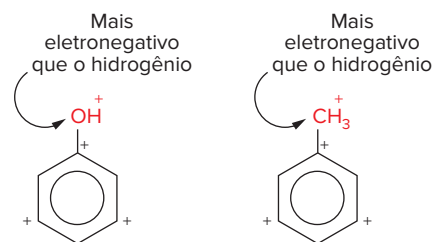


Fig. 17 Distribuição das cargas no benzeno monossustituído com um grupo *orto* e *para* dirigente.

No caso dos grupos *meta* dirigentes, o elemento ligado diretamente no anel aromático é sempre menos eletronegativo que o segundo. Dessa forma, esse elemento sempre apresentará carga positiva e, como consequência, o átomo de carbono do anel que está ligado diretamente a ele apresentará carga negativa.

Distribuindo as cargas alternadas ao redor do anel (Fig. 18), verifica-se que as negativas ocuparão a posição *meta*

Portanto, o reagente eletrofílico será atraído para as posições em que aparecem cargas negativas.

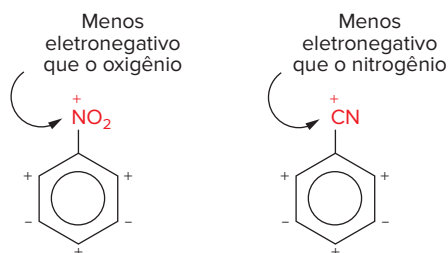


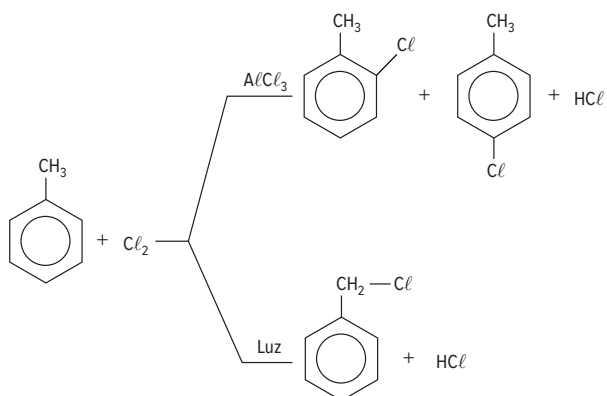
Fig. 18 Distribuição das cargas no benzeno monossustituído com um grupo *meta* dirigente.

Atenção

Na reação de halogenação de alquilbenzenos, como o tolueno (metilbenzeno), sempre existirá a possibilidade de ocorrer substituição na cadeia lateral (grupo alquil) do anel ou no anel aromático.

Caso seja utilizada, nessa reação, luz ultravioleta ou calor, o halogênio sofrerá cisão homolítica, formando radicais livres e, conseqüentemente, a substituição acontecerá na cadeia lateral, como ocorre nos alcanos.

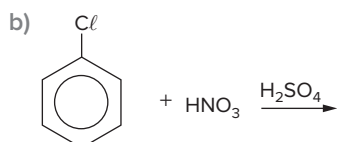
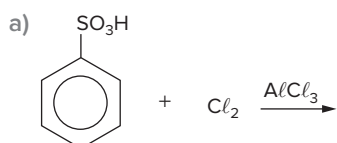
Se a reação for realizada no escuro, a frio e na presença de catalisadores que atuam como ácido de Lewis, o halogênio sofrerá cisão heterolítica, e a reação será de substituição aromática eletrofílica, conforme representado a seguir



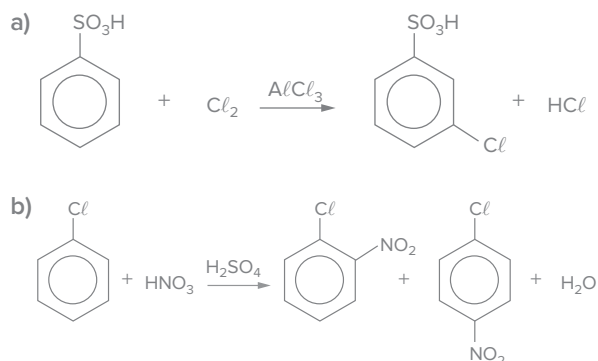
Halogenação do tolueno em duas condições diferentes

Exercício resolvido

4 Escreva os produtos das seguintes reações:



Resolução:



Substituição do halogênio em haletos orgânicos

Os haletos de alquila podem sofrer reação de substituição nucleofílica. Isso se deve, principalmente, à existência de pelo menos uma ligação polar nesses compostos. Como os halogênios (representados pela letra X) são mais eletronegativos que o carbono, eles polarizam a ligação, deixando um carbono parcialmente positivo, conforme representado na Fig. 19.

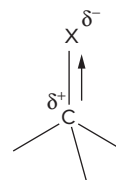


Fig. 19 Polarização da ligação carbono-halogênio.

Dessa forma, há possibilidade de o halogênio ser substituído por algum grupo nucleófilo (grupo com par de elétrons livres).

Observe o exemplo da Fig. 20, em que o cloro é substituído por um grupo hidroxila em meio aquoso.

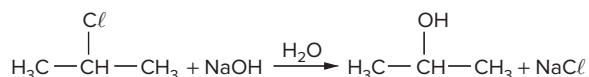


Fig. 20 Substituição do cloro por uma hidroxila.

Nesse caso, há um ataque dos íons hidroxila ao carbono com carga parcial positiva e conseqüente saída do ânion cloreto, que se une ao cátion do sódio, formando um sal (Fig. 21)

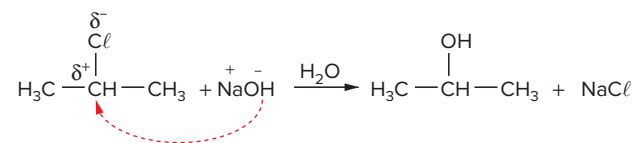


Fig. 21 Ataque do íon hidroxila ao carbono de carga parcial positiva.

No exemplo da Fig. 22, o bromo é substituído por um grupo hidroxila em meio aquoso, e novamente ocorre o ataque do íon hidroxila ao carbono de carga parcial positiva e a conseqüente saída do ânion brometo.

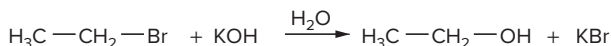


Fig. 22 Substituição do bromo por uma hidroxila.

Em razão da diferença entre a eletronegatividade dos halogênios, os iodetos de alquilas são mais facilmente substituídos por hidroxilas, seguidos pelos brometos e cloretos. Os fluoretos praticamente não sofrem esse tipo de reação.

Com relação ao tipo de carbono em que está ligado o halogênio, o carbono terciário é mais reativo que o carbono secundário, que é mais reativo que o carbono primário.

Substituição da hidroxila em álcoois

Os álcoois podem sofrer reações de substituição em um processo semelhante ao de substituição de halogênio em haletos de alquila, visto anteriormente.

A reação de um álcool com um ácido halogenídrico (HCl, HBr ou HI), sob aquecimento, leva a um processo de substituição da hidroxila do álcool por um halogênio, formando o haleto correspondente. Observe a reação do propan-2-ol com ácido clorídrico concentrado, formando 2-cloropropano (Fig. 23).

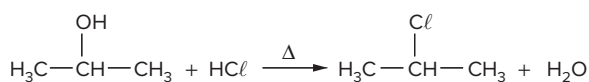


Fig. 23 Substituição da hidroxila pelo cloro.

Outro exemplo de substituição de hidroxila é o caso da **desidratação intermolecular de álcoois**. Nesse tipo de reação, a hidroxila de um álcool é substituída pelo grupo alcóxi (—O—R) do outro álcool, formando um éter. Observe, na Fig. 24, a reação de desidratação entre duas moléculas de etanol e a formação do éter dietílico.

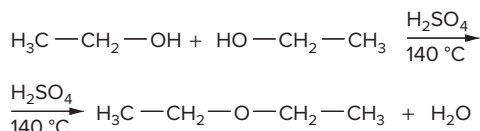
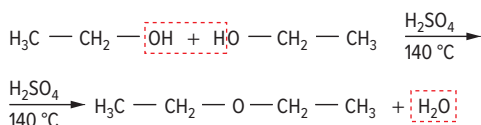


Fig. 24 Desidratação intermolecular do etanol.

Atenção

Observe que, na desidratação intermolecular de álcoois, ocorre a formação de uma molécula de água. Podemos representar essa reação de forma simplificada a partir da reação entre um grupo hidroxila de um álcool com o hidrogênio da hidroxila do outro álcool.



Substituição em grupos acila

Trata-se de reações de substituição que ocorrem em ácidos carboxílicos, ésteres, anidridos e cloretos de ácidos carboxílicos, em que os grupos —OH, —OR, —OOCR ou —Cl, respectivamente, são substituídos por um grupo capaz de realizar ligação com a carbonila.

Reação de esterificação

O cientista alemão Emil Fischer e seus colaboradores descobriram, em 1895, que, ao aquecer um ácido carboxílico junto com um álcool, na presença de um ácido forte como catalisador (geralmente ácido sulfúrico), forma-se um éster. Essa reação pode ser representada de forma genérica, como na Fig. 25:

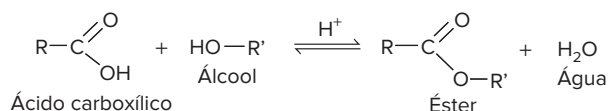


Fig. 25 Esterificação de Fischer.

Esse processo é chamado **esterificação de Fischer**, e é o método mais comum de se preparar um éster. Observe, na Fig. 26, o exemplo da formação do etanoato de metila a partir da reação entre o ácido etanoico e o metanol.

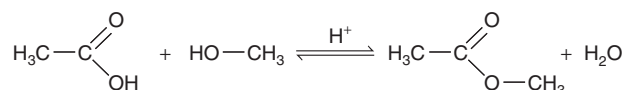


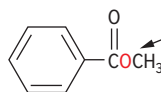
Fig. 26 Formação do etanoato de metila.

Observe que a esterificação de Fischer é, na verdade, um equilíbrio químico, ou seja, a reação catalisada por ácido é reversível, e a posição do equilíbrio, em geral, fica ligeiramente do lado dos produtos. Para fins preparativos, esse equilíbrio pode ser facilmente deslocado por meio da exploração do princípio de Le Châtelier. Portanto, a formação do éster pode ser favorecida pelo uso de excesso do álcool ou do ácido carboxílico, ou ainda pela remoção de um dos produtos.

Saiba mais

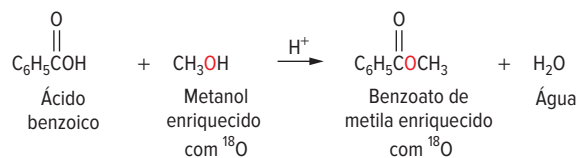
Mecanismo da esterificação catalisada por ácido

Uma questão importante sobre o mecanismo da esterificação catalisada por ácido diz respeito à origem do oxigênio do grupo alcóxi (—O—R). Por exemplo, o oxigênio do metóxi (—O—CH₃) do benzoato de metila vem do metanol ou do ácido benzoico?



Esse é o oxigênio presente originalmente no ácido benzoico, ou ele é o oxigênio do metanol?

Uma resposta clara foi fornecida por Irving Roberts e Harold C. Urey, da Universidade Columbia, em 1938. Eles prepararam metanol enriquecido com o isótopo de massa 18 do oxigênio. Quando essa amostra do metanol foi esterificada com ácido benzoico, o produto benzoato de metila continha todo ¹⁸O que estava originalmente presente no metanol.



Os resultados da experiência de Roberts-Urey nos dizem que a ligação C—O do álcool é preservada durante a esterificação. O oxigênio, que é perdido como uma molécula de água, deve vir do ácido carboxílico.

CAREY, Francis A. *Química Orgânica*. Trad. Kátia A. Roque, Jane de Moura Menezes e Thelma Regina Matheus. 7. ed. São Paulo: AMGH, v. 2, p. 836-8.

Existem outros métodos de preparação de ésteres que não formam equilíbrio químico como na esterificação de Fischer, mas ocorrem por mecanismos semelhantes.

Podemos preparar um éster a partir da reação entre um anidrido de ácido e um álcool ou fenol, conforme representado na Fig. 27 e Fig. 28.

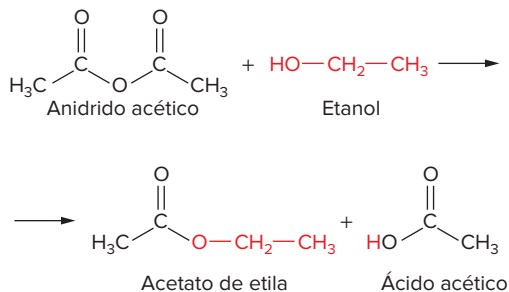


Fig. 27 Formação de um éster a partir da reação entre um anidrido e um álcool.

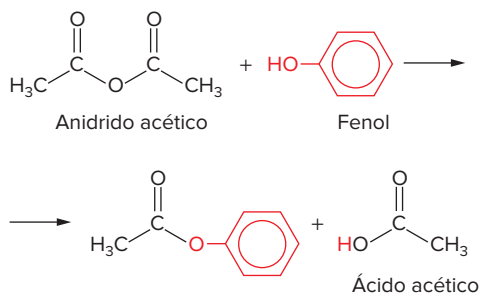


Fig. 28 Formação de um éster a partir da reação entre um anidrido e um fenol.

Esse método é utilizado na produção do ácido acetilsalicílico a partir do ácido salicílico, conforme representado na Fig. 29.

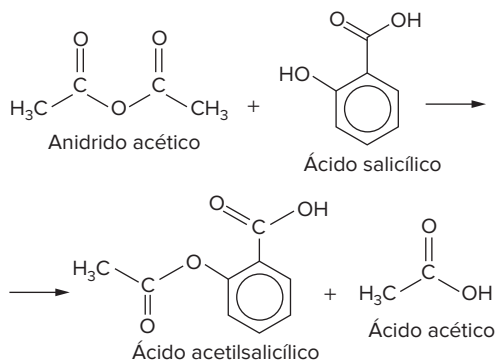


Fig. 29 Produção do ácido acetilsalicílico.

Outro método de preparação de ésteres é a partir da reação entre um cloreto de ácido carboxílico e um álcool ou fenol, conforme representado nas Fig. 30 e Fig. 31.

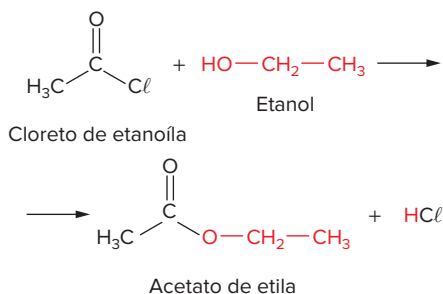


Fig. 30 Formação de um éster a partir da reação entre um cloreto de ácido e um álcool.

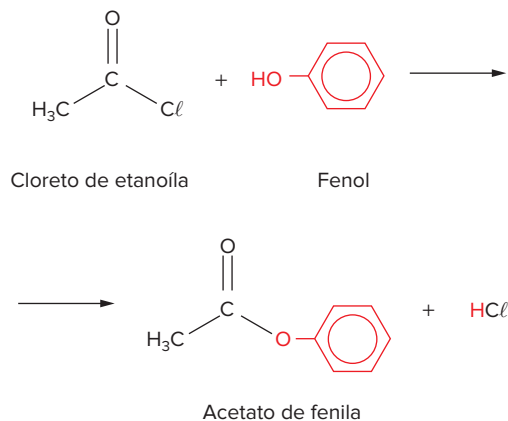


Fig. 31 Formação de um éster a partir da reação entre um cloreto de ácido e um fenol.

Hidrólise do éster catalisada por ácidos

Ésteres podem ser convertidos em ácidos carboxílicos em uma reação com água catalisada por ácido. Esse processo é chamado **hidrólise ácida** e é exatamente o inverso da reação de esterificação de Fischer, conforme representado na Fig. 32.

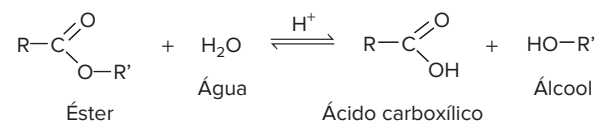


Fig. 32 Hidrólise ácida do éster.

Observe o exemplo da Fig. 33, em que o etanoato de metila sofre hidrólise em meio ácido, formando o ácido etanoico e o metanol.

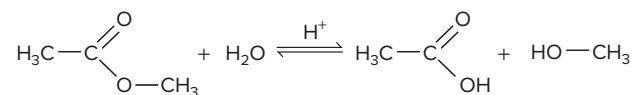


Fig. 33 Hidrólise ácida do etanoato de metila.

Hidrólise básica do éster

Nesse tipo de reação, ésteres reagem com uma solução concentrada de uma base forte (NaOH ou KOH), e seus produtos são um sal de ácido carboxílico e um álcool.

Observe o exemplo, na Fig. 34, da hidrólise básica do etanoato de metila com consequente formação do etanoato de sódio e do metanol.

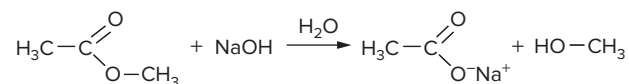


Fig. 34 Hidrólise básica do etanoato de metila.

! Atenção

Observe que a hidrólise básica do éster não é um equilíbrio, pois o sal de ácido carboxílico não reage com o álcool.

Esse processo também recebe o nome de **saponificação**, pois essa reação é utilizada na produção de sabão.

© Danlok Dreamstime.com



A maioria dos sabões é produzida a partir de gorduras e óleos, que contêm três grupos ésteres. Após o tratamento do óleo ou da gordura com uma base forte, os grupos ésteres são hidrolisados, formando três moléculas de sal de ácido carboxílico (sabão) e o glicerol, conforme Fig. 35.

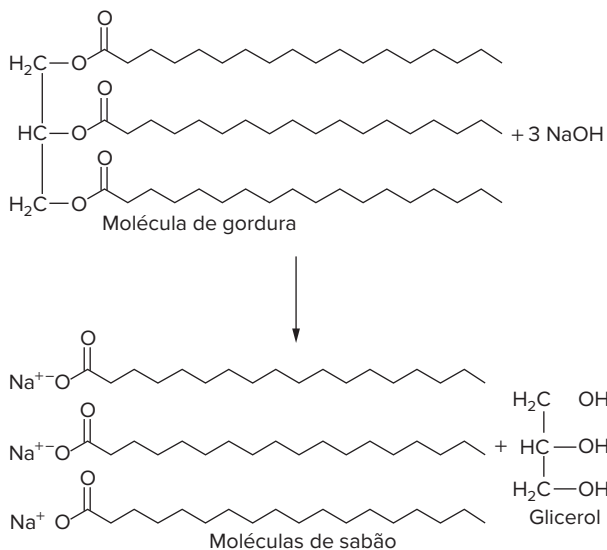


Fig. 35 Saponificação de uma molécula de gordura.

Transesterificação (alcoólise)

O processo de transesterificação consiste em transformar um éster em outro diferente, por meio da substituição do grupo alcóxi ($-\text{O}-\text{R}$) do éster por um grupo alcóxi diferente, proveniente de um álcool. A transesterificação pode ser representada, de forma genérica, como na Fig. 36:

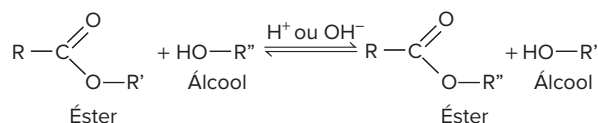


Fig. 36 Reação de transesterificação.

Observe que essa reação pode ser catalisada por um meio ácido ou por um meio básico e também forma um equilíbrio.

No exemplo a seguir (Fig. 37), o etanoato de metila, ao reagir com etanol, é transesterificado em etanoato de etila.

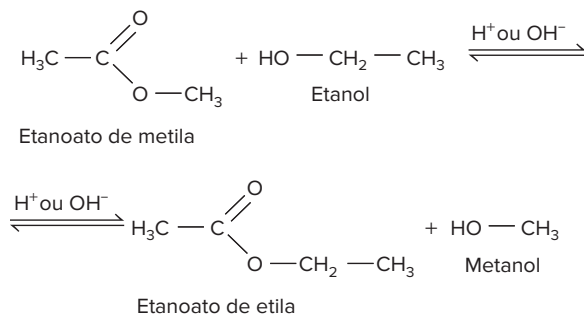


Fig. 37 Transesterificação do etanoato de metila.

A principal utilização da transesterificação é na obtenção do **biodiesel**, biocombustível que pode ser utilizado como substituto do diesel.

A produção do biodiesel consiste na reação de transesterificação de óleos vegetais ou gorduras animais (triglicerídeos) com etanol ou metanol, na presença de catalisador, conforme representado na Fig. 38.

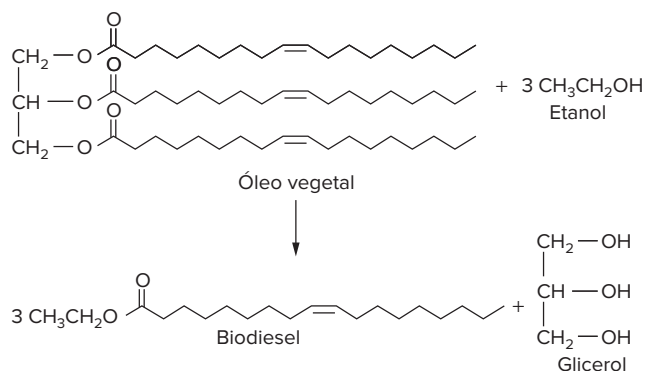


Fig. 38 Produção de biodiesel.

Reações de adição

Aquelas em que duas ou mais moléculas se unem, originando uma única molécula. As reações de adição são características de compostos orgânicos que têm ligações pi (π), sejam localizadas entre carbonos, como nos compostos insaturados (alcenos, alcinos, dienos etc.), sejam localizadas entre carbono e outros elementos, como o oxigênio ou o nitrogênio.

A ligação pi (π), por ser mais fraca que a ligação sigma (σ), exige uma quantidade menor de energia para quebrar. Dessa forma, em uma reação de adição, haverá quebra da ligação pi (π) e formação de duas novas ligações sigma (σ), conforme representado na Fig. 39:

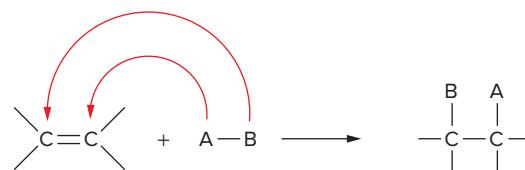


Fig. 39 Reação de adição genérica.

Adição em compostos insaturados (ligação π entre carbonos)

As reações de adição mais comuns em compostos insaturados são: hidrogenação, halogenação, adição de halogenidreto (HX) e hidratação.

Hidrogenação catalítica

Consiste na adição do gás hidrogênio (H_2) em ligações duplas ou triplas, na presença de catalisadores metálicos, como a platina (Pt), o níquel (Ni) ou o paládio (Pd).

Na hidrogenação catalítica dos alcenos ou cicloalcenos, o produto sempre será um composto saturado. Seguem alguns exemplos dessas reações (Fig. 40 e Fig. 41).

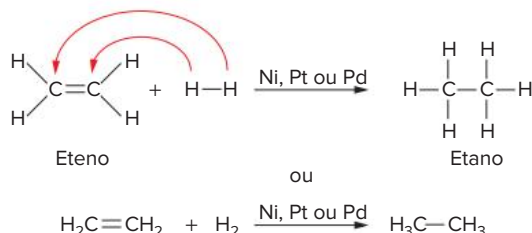


Fig. 40 Hidrogenação do eteno.

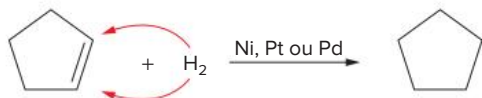
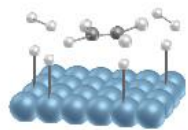


Fig. 41 Hidrogenação do ciclopenteno.

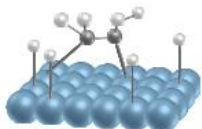
Saiba mais

Mecanismo da hidrogenação de alcenos

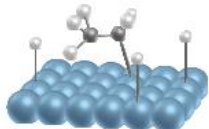
Etapa 1: As moléculas de hidrogênio reagem com átomos de metal na superfície do catalisador. A ligação s hidrogênio-hidrogênio relativamente forte é quebrada e substituída por duas ligações fracas metal-hidrogênio.



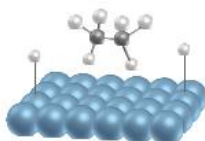
Etapa 2: O alceno reage com o catalisador metálico. A componente p da ligação dupla entre os dois carbonos é substituída por duas ligações s relativamente fracas carbono-metal.



Etapa 3: Um átomo de hidrogênio é transferido da superfície do catalisador para um dos carbonos da ligação dupla.



Etapa 4: O segundo átomo de hidrogênio é transferido, formando o alceno. Os locais da superfície do catalisador nos quais a reação ocorreu ficam livres para aceitar moléculas adicionais de hidrogênio e alceno.



CAREY, Francis A. *Química Orgânica*. Trad. Kátia A. Roque, Jane de Moura Menezes e Thelma Regina Matheus. 7. ed. São Paulo: AMGH, 2011. v. 1. p. 255.

Na hidrogenação de alcinos, o produto formado pode ser um alceno (hidrogenação parcial) ou um alceno (hidrogenação total). Se for utilizado apenas um mol de H_2 , ocorrerá hidrogenação parcial, com consequente formação de um alceno, conforme representado na Fig. 42.

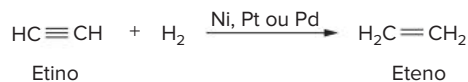


Fig. 42 Hidrogenação parcial do etino.

Se forem utilizados dois mols de H_2 , será obtido um alceno (Fig. 43).

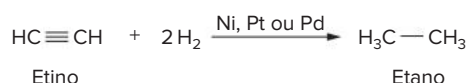


Fig. 43 Hidrogenação total do etino.

Halogenação

Consiste na adição de Cl_2 , Br_2 , ou I_2 em ligações duplas ou triplas. Como os halogênios são muito eletro-negativos e têm muita afinidade pelos elétrons de uma ligação pi (π), essa reação normalmente não requer nenhum tipo de condição especial, como catalisadores ou aquecimento.

A halogenação de uma ligação dupla produz um di-haleto vicinal (molécula com dois halogênios em carbonos vizinhos), conforme representado na reação genérica a seguir (Fig. 44).



Fig. 44 Adição de halogênio (X_2) em um alceno.

Seguem alguns exemplos de adição de halogênios em ligações duplas (Fig. 45 e Fig. 46).

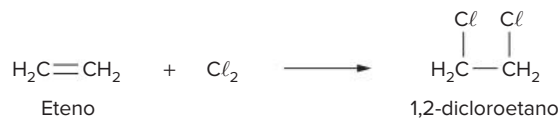


Fig. 45 Adição de cloro no eteno.

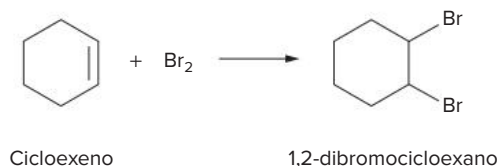
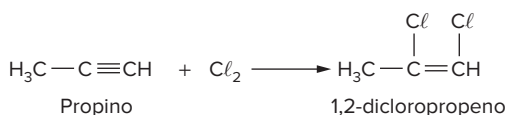


Fig. 46 Adição de bromo no cicloexeno.

No caso da halogenação de ligações triplas entre carbonos, o comportamento será igual ao da reação de hidrogenação, podendo ser parcial ou total. O produto formado dependerá da quantidade estequiométrica utilizada de halogênio. Para um mol de halogênio, a adição será parcial; para dois mols de halogênio, a adição será total, conforme representado na Fig. 47

Adição parcial:



Adição total:

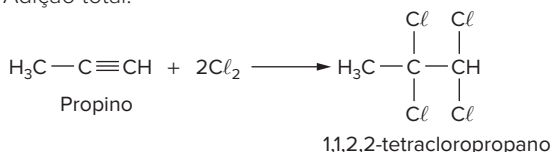


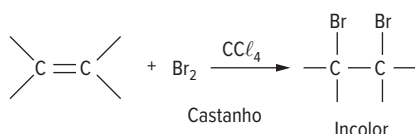
Fig. 47 Adição parcial e adição total de cloro no propino.

Saiba mais

Teste de bromo

Um teste comum para verificar se uma cadeia alifática é saturada ou insaturada consiste na reação com solução de bromo (Br_2/CCl_4).

Essa solução apresenta uma coloração castanha. Se o composto for insaturado reagirá com o bromo (Br_2) presente na solução, provocando seu descolorimento.



Se o composto for saturado, a reação não acontece, ou seja, não haverá descolorimento da solução.



A coloração da solução à esquerda se deve à presença de bromo. Ao ser adicionado um alceno nessa solução, este reage com o bromo, descolorindo-a (tubo da direita).

No tubo de ensaio à esquerda temos a solução de bromo (castanho), e, no tubo de ensaio à direita, a solução incolor obtida pela reação com composto insaturado.

Adição de halogenidreto (HX)

Os halogenidretos (HCl , HBr e HI) têm a ligação do hidrogênio com o halogênio muito polarizada e podem reagir facilmente com os elétrons π de um composto insaturado. Essa reação é catalisada pelos próprios íons H^+ provenientes dos ácidos halogenídricos.

Quando essa reação é realizada em alcenos, o produto obtido será um haleto de alquila, conforme representado na Fig. 48.

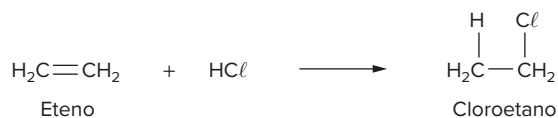


Fig. 48 Adição do HCl no eteno.

Observe que, nesse caso, como a molécula do eteno é simétrica, será obtido apenas um produto, já que a entrada do cloro em qualquer um dos dois carbonos da ligação dupla leva à formação do mesmo produto.

Considere agora a adição do HCl no propeno. Nesse caso, é possível a formação de dois produtos, o 1-cloropropano e o 2-cloropropano (Fig. 49).

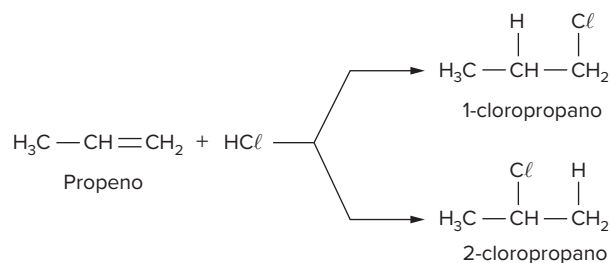


Fig. 49 Possíveis produtos da adição do HCl no propeno.

Apesar de serem possíveis dois produtos, na prática, é formado apenas o 2-cloropropano, pois a adição de HX a um alceno segue a regra experimental observada, em 1869, pelo químico russo Vladimir Markovnikov, que estabelece: **Na adição de HX a um alceno, o hidrogênio é adicionado ao carbono mais hidrogenado da ligação dupla.** Dessa forma, a reação de adição do HCl ao propeno deve ser representada conforme a Fig. 50.

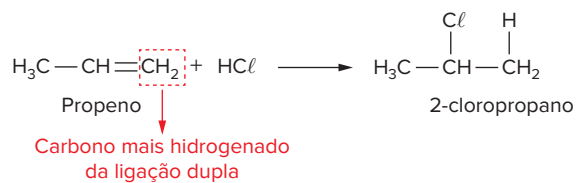


Fig. 50 Adição do HCl no propeno.

Atenção

A adição de HX em ligações triplas também obedece à regra de Markovnikov.

Adição de HBr na presença de peróxido

A única exceção à regra de Markovnikov é quando se realiza a adição de HBr a uma ligação dupla em presença de peróxido. Nesse caso, o hidrogênio é adicionado ao carbono menos hidrogenado da ligação dupla, pois a presença do peróxido altera o mecanismo de adição eletrofílica para radicais livres, em razão de uma cisão homolítica do HBr (Fig. 51).

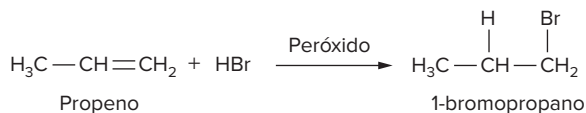


Fig. 51 Adição de HBr em presença de peróxido.

Esse efeito é conhecido como efeito peróxido, regra antiMarkovnikov ou regra de Karasch.

Hidratação

Consiste na adição de água (H₂O) em ligações duplas ou triplas. Essas reações são catalisadas com um ácido forte e também obedecem à regra de Markovnikov, pois o mecanismo é semelhante à adição de HX.

Quando hidratamos uma ligação dupla, o produto formado será sempre um álcool, conforme representado nas Fig. 52 e Fig. 53.

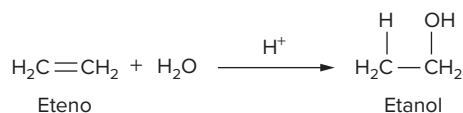


Fig. 52 Hidratação do eteno.

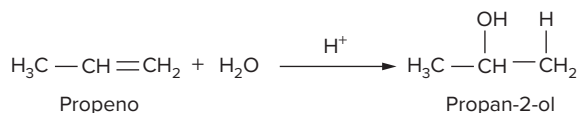


Fig. 53 Hidratação do propeno.

Quando essa reação é realizada em alcinos, o produto obtido será um enol, que é um composto instável e tautomeriza, formando um composto carbonílico (aldeído ou cetona), conforme representado nas Fig. 54 e Fig. 55.

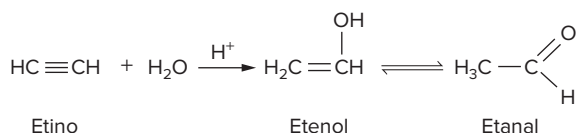


Fig. 54 Hidratação do etino.

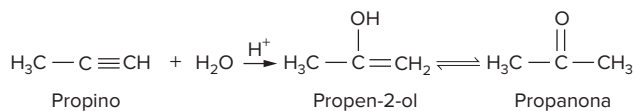


Fig. 55 Hidratação do propino.

Dessa forma, não é possível adicionar dois mols de H₂O em ligações triplas.

Adição em alcadienos

Como os alcadienos apresentam duas ligações duplas na cadeia, podem sofrer adição de um ou dois mols do reagente. Tanto os alcadienos acumulados quanto os isolados reagem com um ou dois mols de reagentes, de maneira semelhante aos alcenos, sem nenhuma anomalia no comportamento.

Já os alcadienos conjugados apresentam um comportamento diferente quando realizamos a adição de apenas um mol de reagente, pois acontece um fenômeno de ressonância. Observe, na Fig. 56, o exemplo da adição do bromo (Br₂) no buta-1,3-dieno.

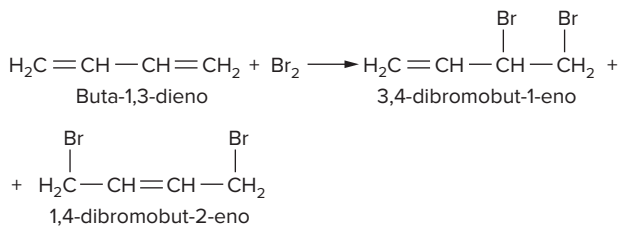
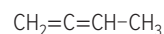


Fig. 56 Adição de bromo no buta-1,3-dieno.

Atenção

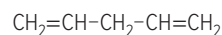
Classificação dos alcadienos

- Alcadienos acumulados: aqueles em que as ligações duplas partem de um mesmo carbono.



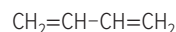
O propadieno é um alcadieno acumulado.

- Alcadienos isolados: aqueles em que as ligações duplas são separadas por, pelo menos, duas ligações simples.



O penta 1,4-dieno é um alcadieno isolado.

- Alcadienos conjugados: aqueles em que as ligações duplas aparecem alternadamente.



O buta-1,3-dieno é um alcadieno conjugado.

O comportamento esperado, nesse caso, era o da adição do reagente em uma das ligações duplas, formando o composto 3,4 dibromobut 1-eno, mas, em razão da ressonância existente na molécula, há também a formação do composto 1,4-dibromobut-2-eno, em uma adição denominada **adição 1,4**.

Na prática, costuma-se obter uma mistura dos dois compostos, e a proporção entre eles depende da temperatura da reação.

Adição em aromáticos

Por apresentarem ressonância eletrônica, os compostos aromáticos são muito estáveis e normalmente sofrem reações de substituição eletrofílica, conforme foi visto no tópico de reações de substituição. No entanto, é possível realizar reações de adição em aromáticos em condições especiais de temperatura e pressão.

Hidrogenação do benzeno

É possível realizar a hidrogenação total do benzeno a 180 °C e 140 atm de pressão, formando cicloexano (Fig. 57).

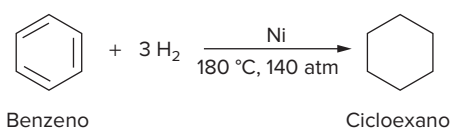


Fig. 57 Hidrogenação do benzeno.

Halogenação do benzeno

Também é possível, em condições especiais de temperatura e pressão, realizar a adição de cloro ao benzeno (Fig. 58).

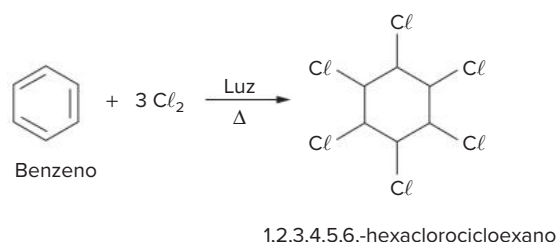


Fig. 58 Cloração do benzeno.

Adição *versus* substituição em ciclanos

Assim como os alcanos, os ciclanos sofrem preferencialmente reações de substituição. No entanto, alguns podem sofrer reações de adição, em razão de uma tensão nas suas ligações.

Teoria das tensões de Baeyer

O químico alemão Adolf von Baeyer desenvolveu, em 1885, a **teoria das tensões dos anéis** para explicar as diferentes reatividades dos ciclanos.

Nos ciclanos, todos os carbonos são híbridos sp³. Dessa forma, a geometria mais estável para esses carbonos é a tetraédrica, com ângulos de 109°28' entre as ligações simples.

No caso do ciclopropano, temos obrigatoriamente uma molécula plana com ângulos de 60° entre as ligações. Essa grande diferença entre o ângulo real e o ângulo mais estável para o carbono sp³ (109°28' – 60° = 49°28') é responsável por uma tensão nas ligações do ciclopropano, pois a interpolação dos orbitais não ocorre de maneira eficiente (Fig. 59).

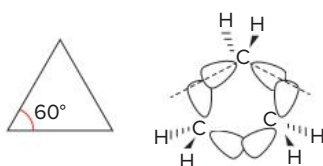


Fig. 59 Ângulo interno e interpolação dos orbitais do ciclopropano.

No ciclobutano, se considerado plano, a diferença entre os ângulos é menor (109°28' – 90° = 19°28') e, consequentemente, as tensões nas ligações também são menores que no ciclopropano (Fig. 60).

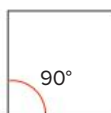


Fig. 60 Ângulo interno do ciclobutano.

No caso do ciclopentano, o ângulo interno do pentágono regular é de 108° (Fig. 61), o que faz com que a diferença entre os ângulos seja menor ainda (109°28' – 108° = 1°28'). Dessa forma, há pouca tensão nas ligações.

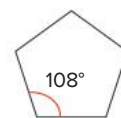


Fig. 61 Ângulo interno do ciclopentano.

Quanto maior for a diferença entre o ângulo teórico e o ângulo real, maior será a instabilidade do ciclo (Fig. 62) e, consequentemente, maior a tendência de reagir com quebra do anel.

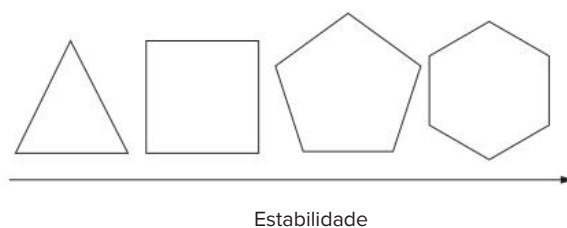


Fig. 62 Estabilidade crescente dos ciclanos.

Baeyer erroneamente indicou que deveria existir uma instabilidade no anel do cicloexano, pois o ângulo interno de um hexágono regular (120°) é maior que 109°28'. No entanto, experimentalmente, verifica-se que o anel do cicloexano é muito estável, ou seja, é difícil quebrar sua ligação.

A falha na teoria das tensões de Baeyer foi considerar o cicloexano uma molécula plana, quando, na verdade, ela pode adquirir as conformações tridimensionais **cadeira** e **barco** (Teoria de Sasche-Mohr), conforme Fig. 63. Essas conformações fecham os ângulos internos do ciclo até atingirem o valor de 109°28'. Dessa forma, não existem tensões nas ligações do cicloexano.



Fig. 63 Conformações do cicloexano.

A conformação cadeira do cicloexano é mais estável que a conformação barco, por apresentar maior distância entre os ligantes dos carbonos das extremidades.

Hidrogenação

Ciclanos pequenos podem sofrer reações de adição de hidrogênio com consequente abertura do anel. Observe os exemplos a seguir (Fig. 64).

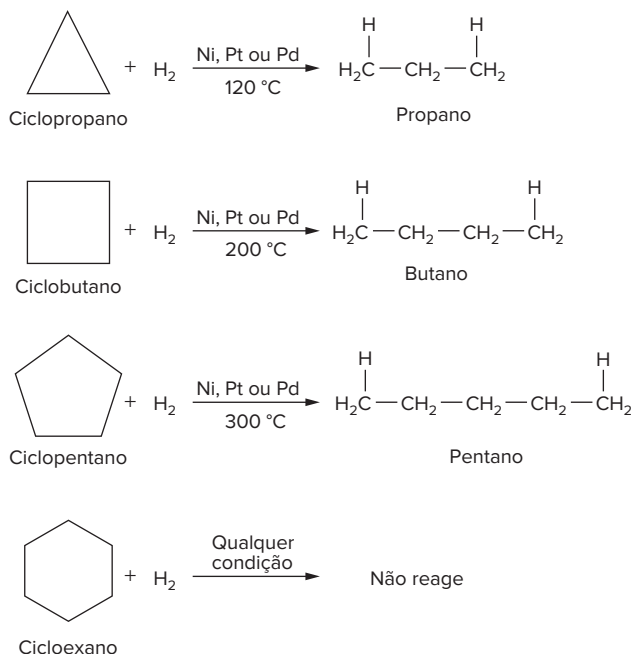


Fig. 64 Hidrogenação de ciclanos.

Note que, com o aumento da estabilidade do anel, aumenta a temperatura necessária para que ocorra a hidrogenação da cadeia. O cicloexano não sofre reação de adição por ser muito mais estável que os demais.

Halogenação

A reação de adição de halogênio também pode ser realizada nos ciclanos. Nesse caso, quando a tensão diminui, a reação de adição dá lugar à reação de substituição. Observe os exemplos da Fig. 65.

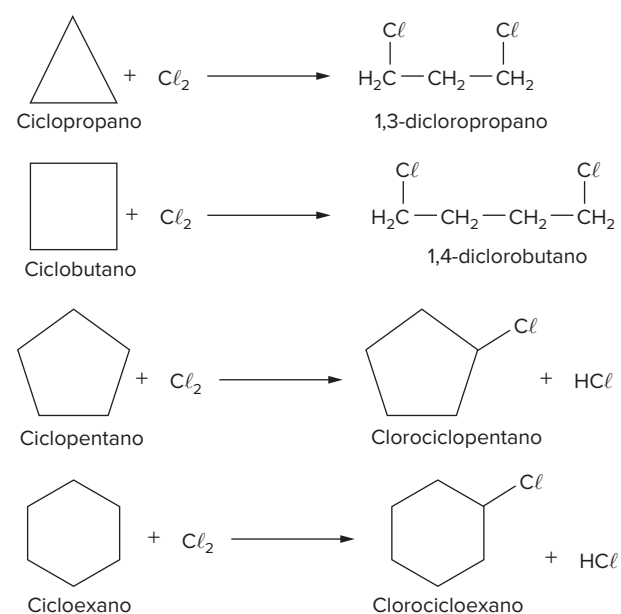


Fig. 65 Halogenação de ciclanos.

Adição em carbonilas (ligação pi entre carbono e oxigênio)

As carbonilas também podem sofrer reações de adição com quebra da ligação pi (π), conforme mostra a reação genérica representada na Fig. 66:

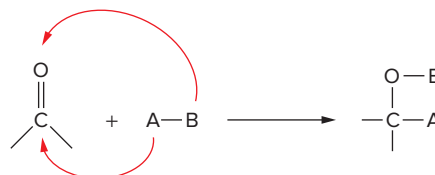


Fig. 66 Adição em carbonila.

Hidrogenação de carbonilas

As carbonilas presentes em aldeídos e cetonas podem sofrer adição de hidrogênio, de forma semelhante à hidrogenação de ligação dupla entre carbonos, formando álcoois primários e secundários, respectivamente. Observe, na Fig. 67, a hidrogenação do etanal e da propanona.

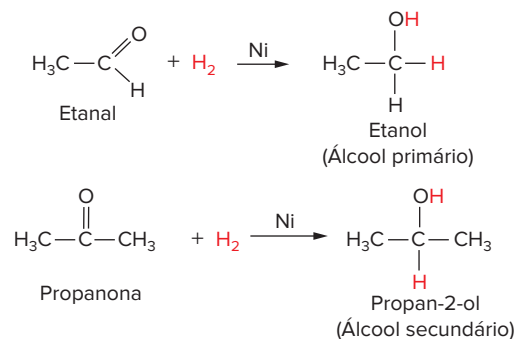


Fig. 67 Hidrogenação do etanal e da propanona.

Adição de reagente de Grignard (RMgX)

Os compostos de Grignard apresentam fórmula geral RMgX, em que R é um radical orgânico, Mg é o metal magnésio, e X, um halogênio. São substâncias orgânicas que pertencem a um grupo de compostos ditos organometálicos, pois apresentam, em sua constituição, um metal ligado diretamente a um carbono de um radical orgânico.

O reagente de Grignard é preparado reagindo-se um haleto orgânico com magnésio metálico em solução de éter, conforme representado a seguir (Fig. 68).

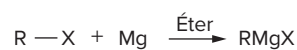


Fig. 68 Preparação do reagente de Grignard.

A reação de Grignard é uma ferramenta importante na formação de ligações carbono-carbono, pois o composto organometálico formado tem um carbono com carga parcial negativa, uma vez que está ligado diretamente ao magnésio. Isso permite o ataque a carbonos com carga parcial positiva, como os das carbonilas (Fig. 69).

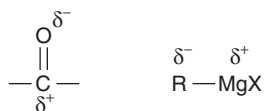
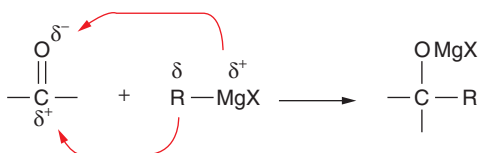


Fig. 69 Cargas parciais da carbonila e do reagente de Grignard.

Os compostos de Grignard são muito sensíveis à presença de água. O carbono com carga parcial negativa remove hidrogênio positivo da água e transforma-se em um hidrocarboneto. Por essa razão, a reação de Grignard deve ser realizada em duas etapas:

1ª etapa: adição do reagente de Grignard à carbonila em meio anidro (sem água)

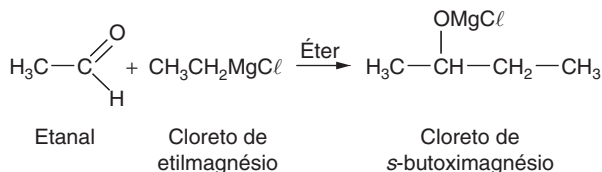


2ª etapa: tratamento do sal formado com água.



Seguem, na Fig. 70 e Fig. 71, alguns exemplos de adição de reagentes de Grignard em aldeídos e cetonas.

1ª Etapa



2ª Etapa

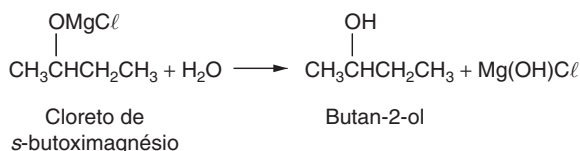
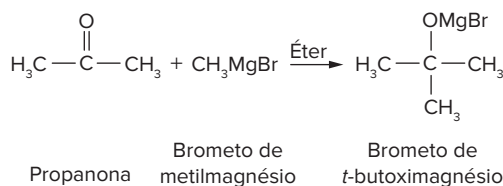


Fig. 70 Adição de um reagente de Grignard no etanal.

1ª Etapa



2ª Etapa

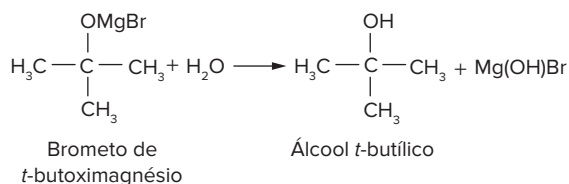
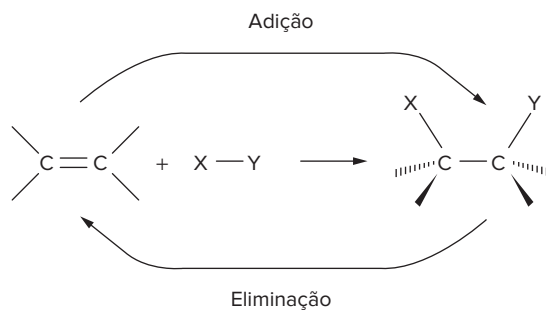


Fig. 71 Adição de um reagente de Grignard na propanona.

Reações de eliminação

De forma geral, as reações de eliminação são o oposto das reações de adição, pois se formam dois ou mais produtos a partir de um reagente.



As duas reações de eliminação mais comuns para a formação de alcenos são a eliminação de HX (desidro-halogenação) e a desidratação intramolecular de álcoois.

Eliminação de HX

Normalmente ocorre pela reação de um haleto de alquila com uma base forte (NaOH ou KOH) em um meio alcoólico (Fig. 72). Essa reação é um excelente método de preparação de alcenos.

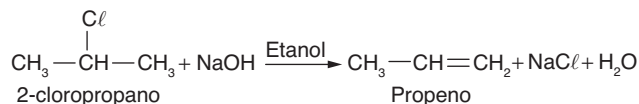


Fig. 72 Eliminação do HCl do 2-cloropropano.

Existem casos em que a eliminação de HX pode formar diferentes alcenos. De acordo com a regra formulada pelo químico russo Alexander Zaitsev, em 1875, em uma reação de eliminação, o alceno que se forma preferencialmente é o que contém maior número de grupos alquila ligados aos átomos de carbono da ligação dupla.

Considerando que o carbono com o maior número de grupos alquila ligados a ele apresentará o menor número de hidrogênios, podemos reescrever a regra de Zaitsev da seguinte forma: "Na eliminação de HX, o carbono que perde o hidrogênio é o carbono menos hidrogenado". Observe o exemplo da Fig. 73:

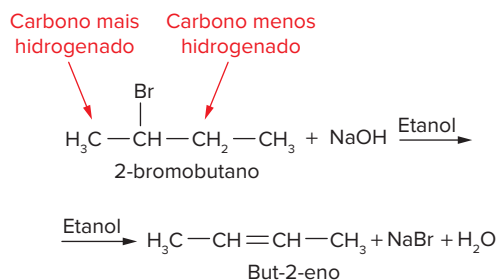


Fig. 73 Eliminação de HBr do 2-bromobutano.

Desidratação intramolecular de álcoois

Esse tipo de reação acontece quando uma molécula de água é eliminada de uma molécula de álcool, formando um alceno.

A desidratação de álcoois costuma ser realizada na presença de um catalisador ácido, como o ácido sulfúrico (H_2SO_4), e mediante aquecimento. Observe o exemplo das Fig. 74 e Fig. 75.

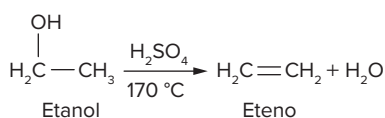


Fig. 74 Desidratação intramolecular do etanol.

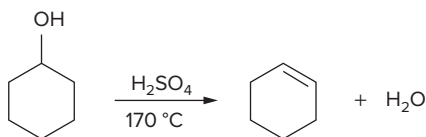


Fig. 75 Desidratação intramolecular do ciclohexanol.

A desidratação intramolecular também segue a regra de Zaitsev, ou seja, caso existam duas ou mais possibilidades de eliminação de hidrogênio, este deve ser eliminado do carbono menos hidrogenado (Fig. 76)

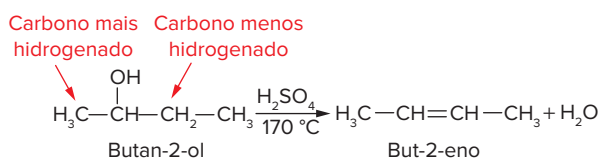
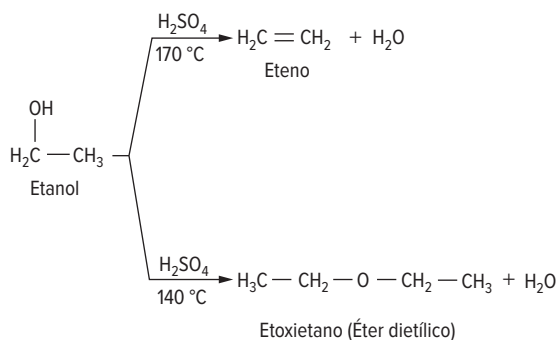


Fig. 76 Desidratação intramolecular do butan-2-ol.

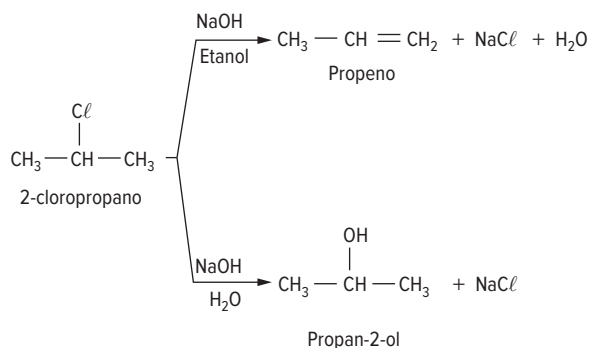
Atenção

A reação de eliminação sempre compete com a de substituição. É comum que pequenas variações nas condições reacionais resultem em produtos distintos, conforme representado a seguir.

Desidratações intramolecular e intermolecular de álcool:



Substituição do halogênio e eliminação de HX



Reações de oxidação de compostos orgânicos

Essas reações são aquelas que envolvem o aumento do NOX do elemento carbono, que pode variar entre +4 e -4, dependendo dos elementos que estão ligados a ele (Fig. 77).

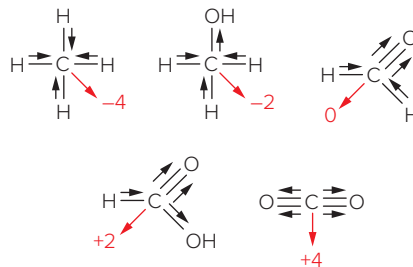


Fig. 77 NOX do carbono em alguns compostos.

Reações de combustão

A combustão é a reação de oxidação mais comum, e a maioria dos compostos pode sofrê-la. Sempre que existirem, em um composto, ligações carbono-carbono ou carbono-hidrogênio, o composto orgânico poderá reagir com o gás oxigênio (O_2).

Na combustão completa de compostos orgânicos formados por carbono, hidrogênio e/ou oxigênio, os produtos formados são CO_2 e H_2O . Observe alguns exemplos de combustão completa de compostos orgânicos (Fig. 78 a Fig. 82).

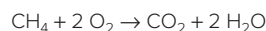


Fig. 78 Combustão completa do metano.

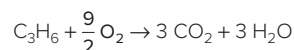


Fig. 79 Combustão completa do propeno.

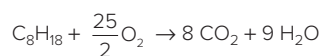


Fig. 80 Combustão completa do octano.

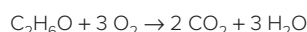


Fig. 81 Combustão completa do etanol

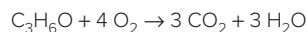


Fig. 82 Combustão completa da acetona.

Quando a quantidade de gás oxigênio (O_2) for insuficiente, a combustão será incompleta. Nessas reações, geralmente ocorrem tanto a formação de CO_2 como a de CO (monóxido de carbono) e C (fuligem ou negro de fumo). No entanto, quando representamos uma reação de combustão incompleta, costuma-se colocar apenas um desses produtos (CO ou C), pois, dessa forma, torna-se possível balancear a reação sem a necessidade de conhecer a proporção dos produtos.

Seguem (Fig. 83 a Fig. 85) alguns exemplos de reações de combustão incompleta.

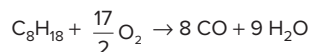


Fig. 83 Combustão incompleta do octano.

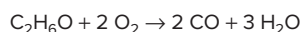


Fig. 84 Combustão incompleta do etanol.

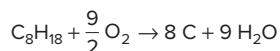


Fig. 85 Combustão incompleta (com formação de fuligem) do octano.

Reação de oxidação de álcool

Álcoois sofrem oxidação quando colocados na presença de um agente oxidante. Os dois reagentes mais utilizados em laboratório para promover a oxidação de um álcool são o KMnO_4 (permanganato de potássio) ou o $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (dicromato de potássio), ambos em meio ácido (normalmente H_2SO_4), a quente.

Esses agentes oxidantes liberam oxigênio nascente [O], que remove um ou mais hidrogênios do carbono ligado ao grupo —OH.

Um álcool primário contém dois hidrogênios ligados no carbono da hidroxila. Dessa forma, pode perder um hidrogênio, formando um aldeído (oxidação parcial), ou pode perder os dois hidrogênios, formando um ácido carboxílico (oxidação total), conforme representado na Fig. 86.

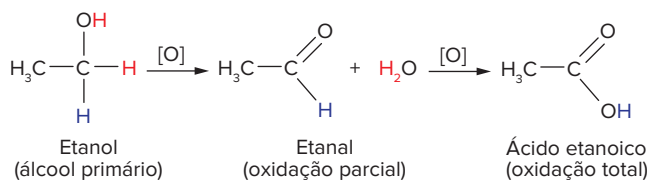


Fig. 86 Oxidação do etanol.

Saiba mais

O teste do bafômetro

O etanol é um álcool primário e reage com o dicromato de potássio, em condições ácidas (solução de cor laranja), produzindo o ácido etanoico (ácido acético).

No processo, o etanol é oxidado, e o cromo, presente no dicromato de potássio, é reduzido de Cr^{6+} para Cr^{3+} . A nova substância de cromo tem uma cor diferente e, portanto, o progresso da reação pode ser controlado pela variação de sua cor, de laranja ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) para verde (Cr^{3+}).

Essa reação constitui a base para a maioria dos testes de bafômetro que avaliam o nível de álcool no sangue. O teste consiste em um tubo, com um saco acoplado a uma das extremidades. O interior do tubo contém sílica gel impregnada por $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Conforme o motorista assopra através do tubo, o álcool presente na respiração reage com o agente oxidante e ocorre uma mudança de cor. O grau de mudança de cor fornece uma indicação do teor de álcool no sangue do motorista.



Tubo utilizado para o teste do bafômetro.

Nos bafômetros mais modernos, a quantidade de álcool é medida pela alteração na condutividade elétrica de sensores pela formação dos produtos da reação de oxidação do metanol.

Já um álcool secundário apresenta apenas um hidrogênio ligado no carbono da hidroxila. Dessa forma, perde seu único hidrogênio e forma uma cetona (Fig. 87).

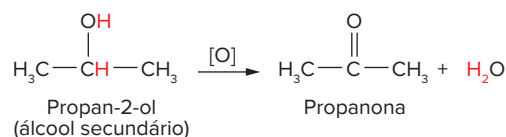


Fig. 87 Oxidação do propan-2-ol.

Um álcool terciário não contém hidrogênio ligado no carbono da hidroxila, portanto não sofre oxidação na presença desses agentes oxidantes (Fig. 88).

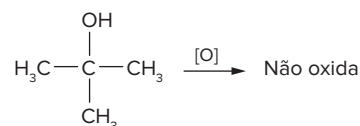


Fig. 88 Não oxidação do 2-metilpropan-2-ol.

Atenção

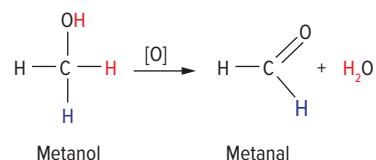
Oxidação do metanol

O metanol é o único álcool com três hidrogênios ligados no carbono da hidroxila e, dessa forma, tem três etapas de oxidação.

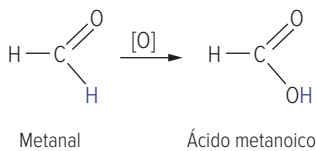
Sua oxidação apresentará, como produtos intermediários, o metanal e o ácido metanoico. Este será oxidado a ácido carbônico (H_2CO_3), que, por ser instável, sofre decomposição, formando gás carbônico (CO_2) e água (H_2O).

Observe, a seguir, as etapas de oxidação do metanol.

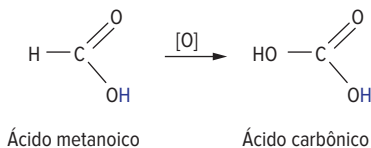
1ª Etapa: o metanol é oxidado e forma o metanal



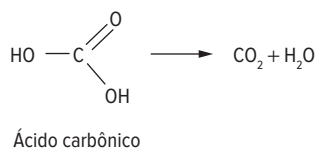
2ª Etapa: o metanal é oxidado e forma o ácido metanoico



3ª Etapa: o ácido metanoico é oxidado e forma o ácido carbônico



4ª Etapa: o ácido carbônico sofre decomposição e forma gás carbônico e água



Oxidação de ligação pi (π) entre carbonos

Compostos insaturados podem sofrer reação de oxidação, em razão de a força da ligação pi (π) ser menor que a da ligação sigma (σ). Assim, os agentes oxidantes são atraídos pela ligação pi, que reage rompendo a ligação e inserindo o oxigênio na molécula.

Os produtos formados dependem do tipo de oxidação que acontece. São três tipos diferentes de reação de oxidação: ozonólise, oxidação branda e oxidação energética.

Ozonólise de alcenos

Trata-se de uma reação entre alcenos e ozônio (O_3), formando ozonetos ou ozonídeos, seguida de hidrólise (quebra pela água) do ozonídeo formado, o que produz aldeídos e/ou cetonas, além de peróxido de hidrogênio (H_2O_2).

O ozônio é um eletrófilo forte e consegue romper as ligações sigma (σ) e pi (π) da ligação dupla carbono-carbono, formando ozoneto ou ozonídeo (Fig. 89).

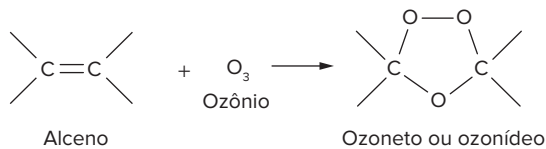


Fig. 89 Formação do ozonídeo.

Em seguida, o ozonídeo sofre hidrólise em água (Fig. 90), produzindo os compostos carbonílicos, além do peróxido de hidrogênio.

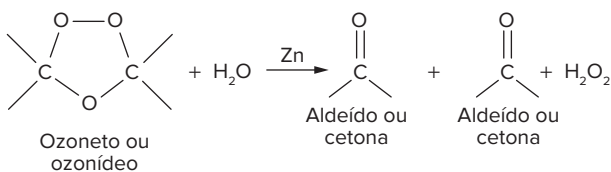


Fig. 90 Hidrólise do ozonídeo.

Como os aldeídos são facilmente oxidados a ácidos carboxílicos, sob as condições de hidrólise do ozonídeo, inclui-se um agente redutor, como o zinco (Zn), durante a etapa de hidrólise. Assim, o zinco reage com qualquer excesso de oxidante presente (ozônio e peróxido de hidrogênio) na reação, impedindo-o de oxidar qualquer aldeído formado.

Os compostos carbonílicos formados podem ser dois aldeídos, duas cetonas ou um aldeído e uma cetona. Quando os carbonos que participam da ligação dupla forem primários ou secundários, o produto formado será aldeído; quando o carbono for terciário, o produto formado será cetona.

Por exemplo, na ozonólise do propeno (Fig. 91), a dupla ligação é realizada entre um carbono primário e um secundário. Dessa forma, os produtos formados serão apenas aldeídos.

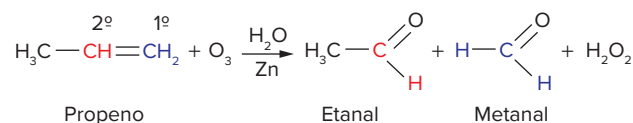


Fig. 91 Ozonólise do propeno

Já na ozonólise do 2-metilbut-2-eno (Fig. 92), a dupla ligação é realizada entre um carbono secundário e um terciário. Portanto, ocorre a formação de um aldeído e uma cetona, conforme representado a seguir.

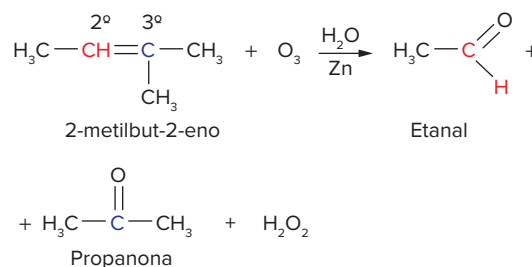


Fig. 92 Ozonólise do 2-metilbut-2-eno

Oxidação branda de ligação dupla

Também conhecida como di-hidroxilação, a oxidação branda é geralmente realizada com KMnO_4 em solução diluída levemente básica ou neutra e em baixas temperaturas.

Nessa reação, apenas a ligação pi (π) é quebrada, e duas hidroxilas são adicionadas aos carbonos da ligação dupla. O produto formado será sempre um diol vicinal (Fig. 93).

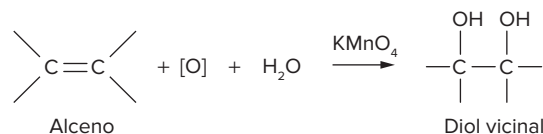


Fig. 93 Oxidação branda de um alceno

Os exemplos a seguir (Fig. 94 e Fig. 95) ilustram a oxidação branda de ligação dupla em cadeias abertas e fechadas.

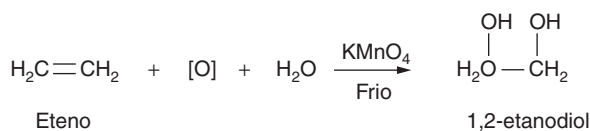


Fig. 94 Oxidação branda do eteno.

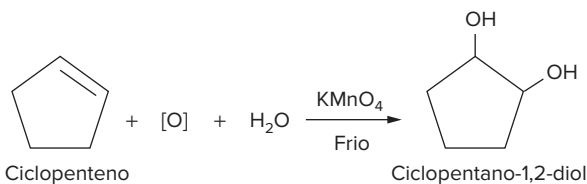


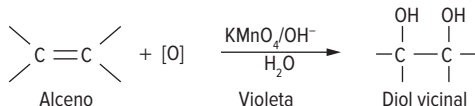
Fig. 95 Oxidação branda do ciclopenteno.

Saiba mais

Teste de Baeyer

Consiste em um teste para diferenciar ciclanos de alcenos, em que se utiliza o reativo de Baeyer, uma solução de coloração violeta formada por permanganato de potássio (KMnO₄) em meio aquoso básico (NaHCO₃).

Alcenos sofrem oxidação branda na presença do reagente de Baeyer, provocando o descolorimento da solução.



Ciclanos não sofrem oxidação na presença do reagente de Baeyer. Dessa forma, não provocam o descolorimento da solução.

Oxidação energética de ligação dupla

Nessa oxidação, utiliza-se como agente oxidante o KMnO₄ (permanganato de potássio) ou o K₂Cr₂O₇ (dicromato de potássio), ambos em meio ácido (normalmente H₂SO₄) a quente.

Esses agentes oxidantes liberam grande quantidade de oxigênio nascente [O], que promove a quebra da ligação dupla. O produto formado na oxidação energética de um alceno depende da localização da ligação dupla na cadeia.

Carbonos primários de ligação dupla formam CO₂ e H₂O, carbonos secundários de ligação dupla formam ácido carboxílico, e carbono terciário de ligação dupla forma cetona.

O exemplo da Fig. 96 ilustra a oxidação energética de uma ligação dupla localizada entre um carbono primário e um carbono secundário.

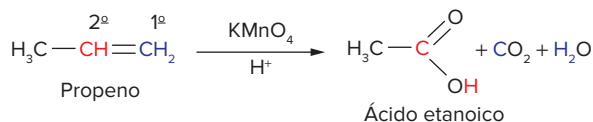


Fig. 96 Oxidação energética do propeno.

Na oxidação energética do 2-metilbut-2-eno, a dupla ligação é realizada entre um carbono secundário e um terciário. Dessa forma, há formação de um ácido carboxílico e uma cetona, conforme representado na Fig. 97.

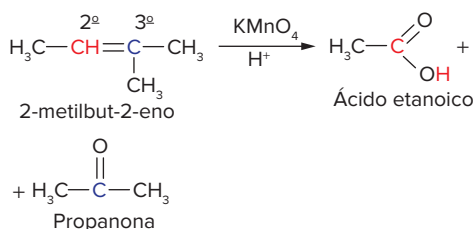


Fig. 97 Oxidação energética do 2-metilbut-2-eno.

No caso de compostos cíclicos (Fig. 98), ocorre a ruptura do ciclo, e a formação de um composto com função oxigena nas duas extremidades da cadeia.

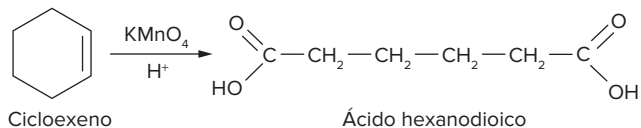


Fig. 98 Oxidação energética do cicloexeno.

Oxidação energética de ligação tripla

Nesse tipo de oxidação, o produto formado será um ácido carboxílico, se o carbono da ligação tripla for secundário, ou CO₂ e H₂O, se o carbono da ligação tripla for primário (Fig. 99).

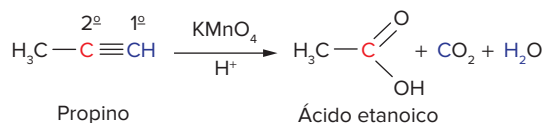


Fig. 99 Oxidação energética do propino

Saiba mais

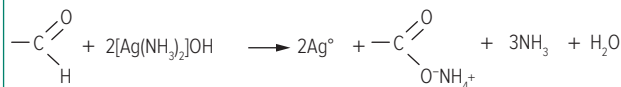
Diferenciação de aldeídos e cetonas

Aldeídos e cetonas são isômeros de função, ou seja, apresentam a mesma fórmula molecular e funções orgânicas diferentes. Com alguns experimentos simples, é possível fazer a diferenciação entre eles com base no fato de os aldeídos se oxidarem facilmente, ao passo que as cetonas não sofrem reações de oxidação.

Teste de Tollens (espelho de prata)

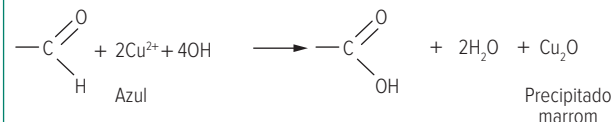
Utiliza-se uma solução de nitrato de prata amoniacal (AgNO₃ + NH₄OH), que forma um complexo inorgânico [Ag(NH₃)₂]OH

O teste é positivo apenas para aldeídos. A oxidação do aldeído pelo reagente de Tollens forma um precipitado de prata metálica (Ag(S)) que, ao se depositar nas paredes do recipiente de vidro, forma um espelho.



Teste de Fehling ou Benedict

Semelhante ao teste de Tollens, permite identificar a presença de aldeídos. Esses reagentes contêm o íon cobre (II) (Cu²⁺) em solução básica, complexado com o ânion do ácido tartárico (Fehling) ou do ácido cítrico (Benedict). Ao oxidar o aldeído, o complexo azul de Cu²⁺ é reduzido a íon cobre (I) (Cu⁺), que precipita na forma de um sólido marrom-avermelhado de Cu₂O.



Oxidação de alquilbenzenos

Os compostos aromáticos apresentam uma grande estabilidade diante dos agentes oxidantes. Os reagentes que oxidam ligações duplas não conseguem oxidar as ligações duplas presentes em um sistema aromático, em razão da estabilidade que a ressonância proporciona às ligações.

Entretanto, sistemas aromáticos com cadeia lateral podem sofrer oxidação dessa cadeia se colocados na presença de KMnO_4 em meio ácido e sob aquecimento. O carbono ligado diretamente no anel aromático sofre oxidação, formando uma carboxila, e os demais carbonos da cadeia lateral (quando houver) sofrem decomposição, formando CO_2 e H_2O (Fig. 100 e Fig. 101)

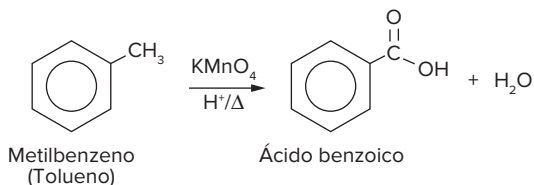


Fig. 100 Oxidação do metilbenzeno (tolueno).

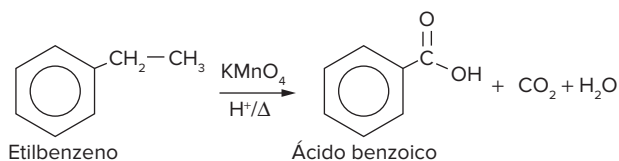


Fig. 101 Oxidação do etilbenzeno.

Reação de redução de carbonilas e carboxilas

As reações de redução de compostos orgânicos são as que envolvem a diminuição do NOX do elemento carbono. A reação de adição de hidrogênio à carbonila, em aldeídos e cetonas, é também uma reação de redução de carbonilas, pois há redução do NOX do carbono ligado ao oxigênio, conforme representado na Fig. 102.

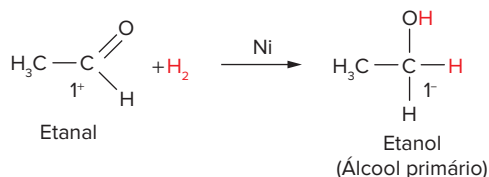


Fig. 102 Redução do etanal.

Um método mais eficiente de reduzir aldeídos e cetonas a álcoois primários e secundários, respectivamente, é a utilização de reagentes como o hidreto de lítio e alumínio (LiAlH_4) ou o borohidreto de sódio (NaBH_4).

Essas reações acontecem em duas etapas (Fig. 103): na primeira, ocorre a entrada de um íon hidreto (H^-) no carbono da carbonila, resultando em um alcóxido correspondente; na segunda, ocorre a hidrólise, formando o álcool.

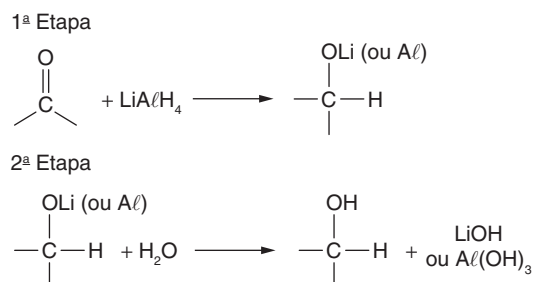


Fig. 103 Redução da carbonila com hidreto de lítio e alumínio (LiAlH_4).

Os exemplos da Fig. 104 e Fig. 105 abordam essa reação com aldeídos e cetonas.

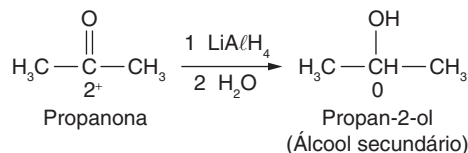


Fig. 104 Redução da propanona.

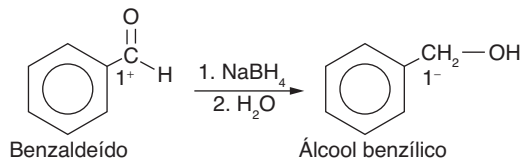


Fig. 105 Redução do benzaldeído.

A redução também pode ser realizada em carboxilas, mas apenas o hidreto de lítio e alumínio (LiAlH_4) é capaz de reduzir carboxilas a álcoois de forma eficiente (Fig. 106 e Fig. 107).

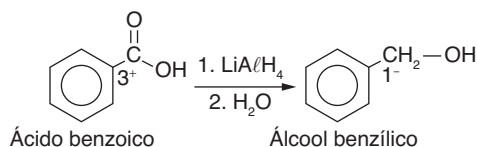


Fig. 106 Redução do ácido benzoico.

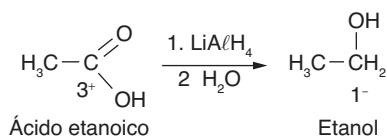


Fig. 107 Redução do ácido etanoico.

Reação de redução de compostos nitrogenados

A partir de nitrocompostos, pode-se obter aminas por reação de redução (Fig. 108 e Fig. 109).



Fig. 108 Redução de nitrocompostos.

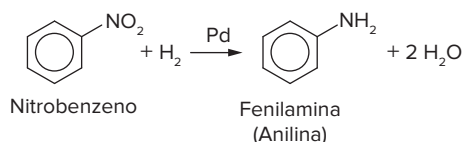


Fig. 109 Redução do nitrobenzeno.

Amidas e nitrilas também podem ser reduzidas para aminas pelo tratamento de hidreto de lítio e alumínio (LiAlH_4), conforme Fig. 110 e Fig. 111.

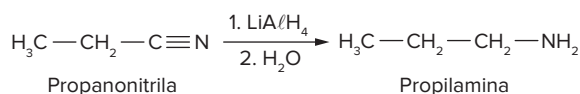


Fig. 110 Redução do propanonitrila.

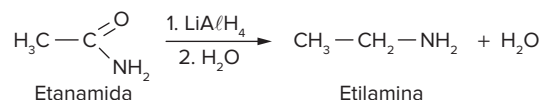
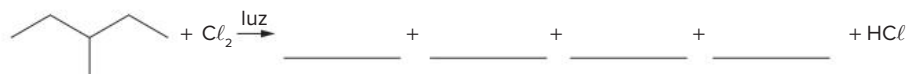


Fig. 111 Redução da etanamida.

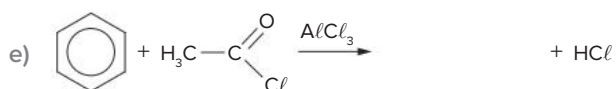
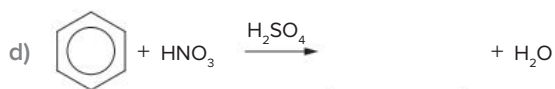
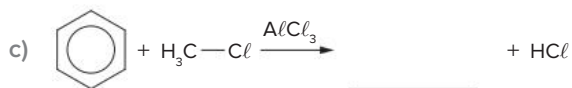
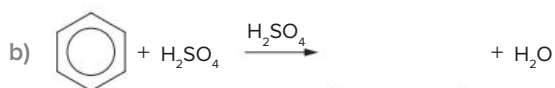
Revisando

- 1 A reação de halogenação a seguir leva à formação de uma mistura de quatro compostos orgânicos monoclorados. Escreva a fórmula estrutural desses compostos.

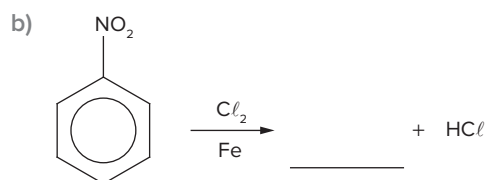
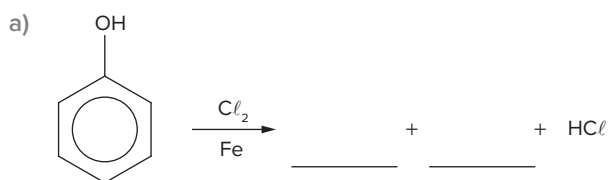


- 2 Escreva o nome e a fórmula estrutural do produto principal obtido na monobromação do metilpropano.

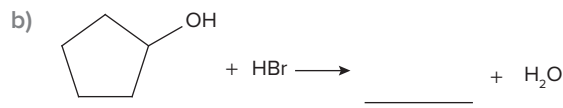
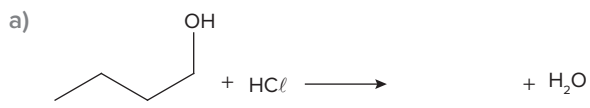
- 3 Complete as reações a seguir:



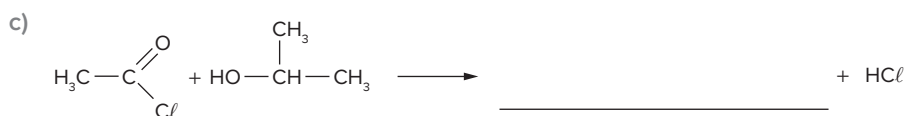
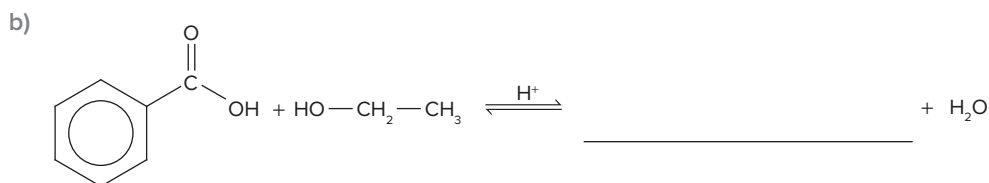
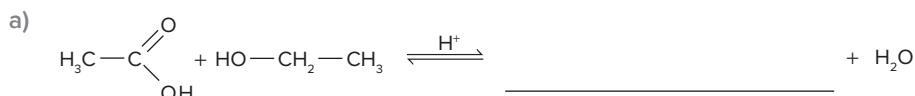
4 Substituintes no anel aromático afetam as posições em que as reações de substituição ocorrem. Sabendo disso, complete as equações a seguir.



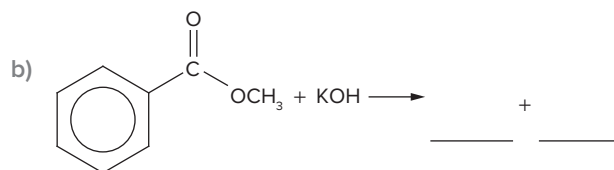
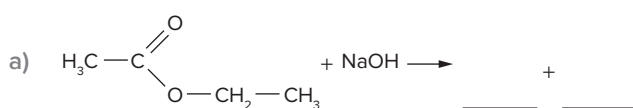
5 Podem-se obter haletos orgânicos a partir de álcoois pelo tratamento destes com seus respectivos hidrácidos. Complete as equações a seguir:



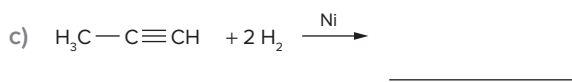
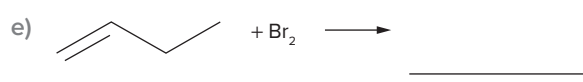
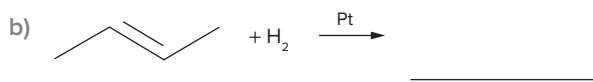
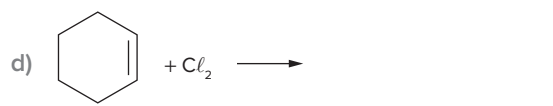
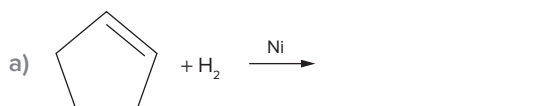
6 Complete as reações de esterificação a seguir:



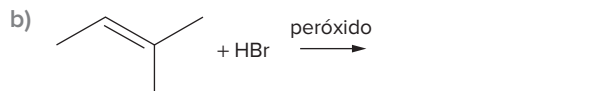
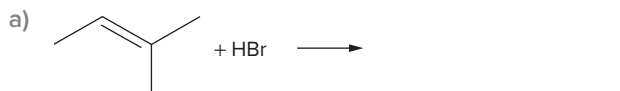
7 A “saponificação de ésteres” é o nome que se dá à reação de hidrólise de ésteres em meio básico, que consiste em reagir um éster com uma base forte (geralmente NaOH ou KOH), com formação de um sal orgânico e um álcool. Considerando essa explicação, complete as equações a seguir.



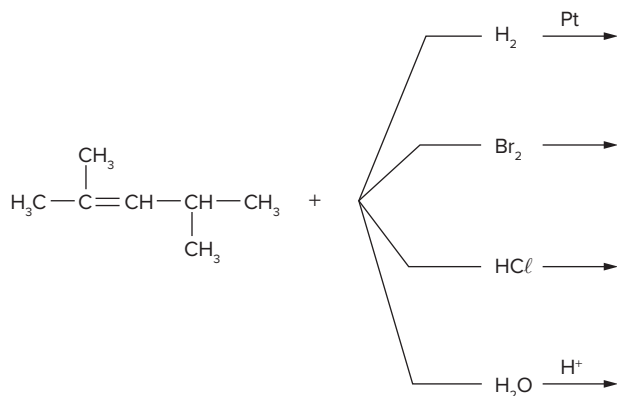
8 Complete as reações de adição a seguir:



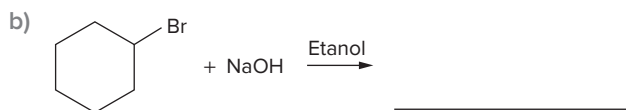
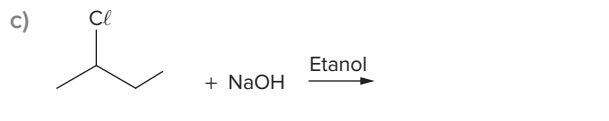
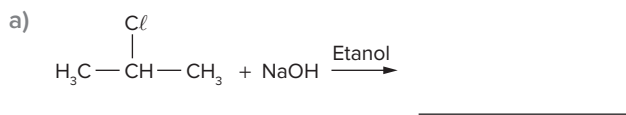
9 A adição de HBr a ligações duplas segue a regra de Markovnikov. Se for realizada na presença de peróxido, segue a regra antiMarkovnikov. Escreva o produto das reações a seguir.



10 Complete as reações de adição a seguir.



11 Uma das formas de se obter alcenos é pela reação de eliminação de HX com bases fortes. Complete as equações de eliminação de HX a seguir.



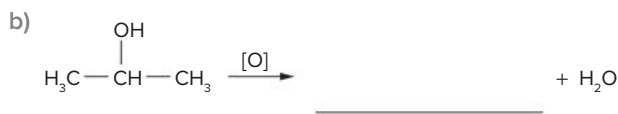
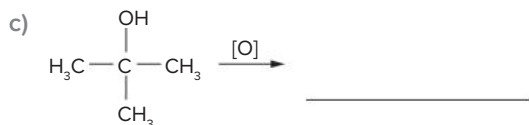
12 O etanol pode sofrer desidratação tanto intra como intermolecular. Temperaturas mais altas tendem a formar o produto de desidratação intramolecular. Baseado nessa informação, complete as equações a seguir.



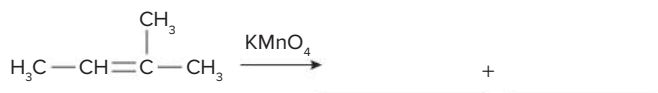
13 Escreva as equações de combustão completa do octano (C_8H_{18}) e do etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)

14 Escreva as equações de combustão incompleta, com formação de CO, do octano (C_8H_{18}) e do etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$).

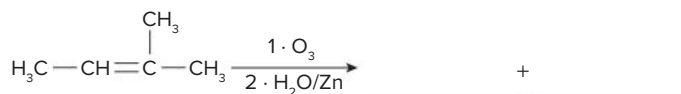
15 Complete as reações de oxidação de álcool a seguir.



16 A oxidação de ligações duplas com permanganato de potássio é chamada de clivagem oxidativa, pois ocorre a cisão da ligação dupla. Complete a equação de oxidação a seguir.

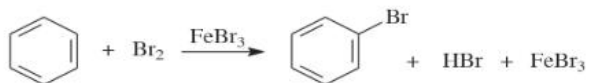


17 A ozonólise também é uma clivagem oxidativa; no entanto, um dos produtos formados por ela é diferente daquele obtido da reação com KMnO_4 . Complete a equação de ozonólise a seguir.



Exercícios propostos

1 **UPF 2018** Observe a representação da reação de halogenação do benzeno e marque a opção que indica o tipo de reação que o benzeno sofreu.



- A Adição.
- B Substituição
- C Eliminação.
- D Rearranjo.
- E Isomeria.

2 **UFSM** Observe a seguinte equação:



Nessa reação, a ruptura que ocorre entre os átomos de cloro e o número **correto** de isômeros cloretos de alquila que se pode obter são, respectivamente:

- A pirolítica – 4.
- B homolítica – 2.
- C heterolítica – 3.
- D homolítica – 4.
- E heterolítica – 2.

3 **UEL** Aos alunos do 3º ano do Ensino Médio, divididos em cinco grupos, foi dado o seguinte problema:

“Que substâncias orgânicas serão obtidas da reação de monocloração da substância 2-metilbutano na presença de aquecimento e luz?”

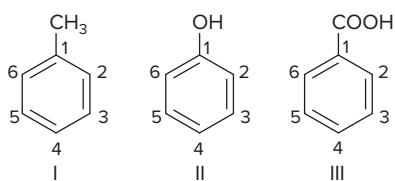
As respostas obtidas foram as seguintes:

Grupo I: Ocorrerá a formação apenas da substância: 2-cloro-3-metilbutano.

Grupo II: Ocorrerá a formação apenas das substâncias: 2 cloro-3-metilbutano e 1-cloro 2 metilbutano.

Grupo III: Ocorrerá a formação apenas das substâncias: 2,2-dicloro 3 metilbutano; 1 cloro-2 metilbutano; 2-cloro-2-metilbutano; 2-cloro-3 metilbutano e 1 cloro-3-metilbutano

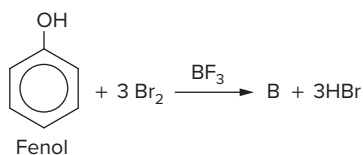
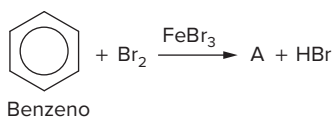
8 UFU Considere as informações a seguir.



Com relação aos benzenos monossustituídos apresentados, as possíveis posições nas quais ocorrerá monocloração em I, II e III são, respectivamente,

- A 2 e 4; 2 e 4; 3.
 B 3 e 4; 2 e 5; 3.
 C 2 e 4; 2 e 5; 4.
 D 3 e 4; 2 e 4; 4.

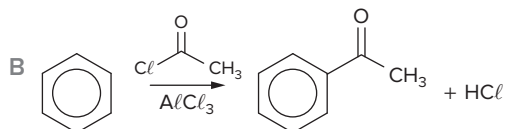
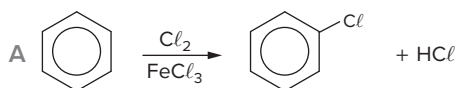
9 UFSM Observe as equações de reações de substituição eletrofílica em compostos aromáticos.



Os nomes corretos dos produtos A e B são, respectivamente:

- A 1,4-dibromobenzeno e 4-bromofenol.
 B 1,2,3-tribromobenzeno e 2-bromofenol.
 C 5-bromobenzeno e 2,4-dibromofenol.
 D 1,2-dibromobenzeno e 1,1,3-tribromofenol.
 E bromobenzeno e 2,4,6-tribromofenol.

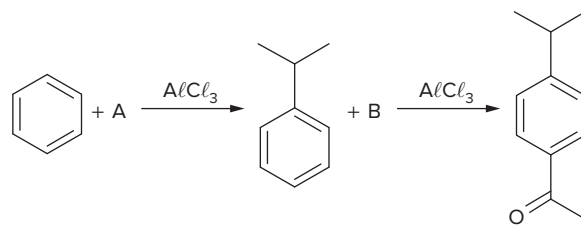
10 UEPG 2015 Considerando as reações abaixo, assinale o que for **correto**.



- 01 São reações de substituição
 02 O produto de B é uma cetona
 04 A reação B corresponde a uma acilação de Friedel Crafts.
 08 Na reação A, a utilização de $\text{Br}_2/\text{FeBr}_3$ no lugar de $\text{Cl}_2/\text{FeCl}_3$, produzirá o bromobenzeno
 16 Ambos os produtos são aromáticos

Soma:

11 UFJF 2016 A 4-isopropilacetofenona é amplamente utilizada na indústria como odorizante devido ao seu cheiro característico de violeta. Em pequena escala, a molécula em questão pode ser preparada por duas reações características de compostos aromáticos: a alquilação de Friedel-Crafts e a acilação.



4-isopropilacetofenona

Marque a alternativa que descreve os reagentes A e B usados na produção da 4-isopropilacetofenona.

- A 1-cloropropano e cloreto de propanoíla.
 B Cloreto de propanoíla e 1-cloroetano.
 C Propano e propanona.
 D 2-cloropropano e cloreto de etanoíla.
 E 2-cloropropano e propanona.

12 UEM 2015 Assinale a(s) alternativa(s) **correta(s)** a respeito de reações de substituição em alcanos e aromáticos.

- 01 A reação de cloração do metilbutano apresentará uma única molécula orgânica como produto final
 02 Moléculas que apresentam carbonos primários e terciários apresentarão maior grau de substituição por bromação no carbono primário.
 04 Na halogenação de aromáticos é necessário o uso de catalisadores como o AlCl_3 ou o FeBr_3 .
 08 A halogenação de alcanos ocorre por meio da formação de radicais livres, e estes são formados a partir de irradiação com luz de frequência adequada ou por aquecimento.
 16 O ácido sulfúrico fumegante é utilizado na sulfonação de aromáticos, e o ácido sulfúrico concentrado age como catalisador na reação de nitração de aromáticos em presença de ácido nítrico.

Soma:

13 IFSul 2019 A substância orgânica de nome butanoato de metila possui odor e sabor semelhantes aos da maçã. Esse éster é produzido pela reação entre as substâncias

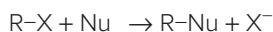
- A butanal e ácido fórmico.
 B ácido butanoico e álcool metílico.
 C ácido fórmico e álcool butílico
 D metanal e ácido butanoico.

14 UPE 2017 9,5 mL *terc*-butanol foi adicionado em um funil de separação de 250 mL, para o qual foram transferidos 28 mL de ácido clorídrico concentrado. O funil permaneceu aberto, e houve liberação de vapores. Após a saída dos vapores, o funil foi tampado, e a mistura agitada cuidadosamente, por 20 minutos. De tempos em tempos, a torneira era aberta para liberar os vapores formados e diminuir a pressão dentro do funil. A mistura adquiriu duas fases, uma ácida, transparente, e outra orgânica, levemente turva. Após a separação das fases, a fase inferior (ácida) foi descartada, e a outra foi lavada com solução de bicarbonato de sódio 5% e, em seguida, com água destilada. O produto foi seco com cloreto de cálcio anidro, fazendo a solução ficar transparente. O agente secante foi eliminado por filtração, e o líquido, recolhido para uma vidraria volumétrica.

Qual é o produto formado nessa reação?

- A Butanal. D Ácido *terc*-butanoico.
 B 2-metilcetona. E Cloreto de *terc*-butila.
 C Ácido butanoico.

15 Enem 2016 Nucleófilos (Nu^-) são bases de Lewis que reagem com haletos de alquila, por meio de uma reação chamada substituição nucleofílica (S_N), como mostrado no esquema:



(R = grupo alquila e X = halogênio)

A reação de S_N entre metóxido de sódio ($\text{Nu}^- = \text{CH}_3\text{O}^-$) e brometo de metila fornece um composto orgânico pertencente à função

- A éter. D haleto.
 B éster. E hidrocarboneto.
 C álcool.

16 Uespi 2012 Até meados do século XIX, as cirurgias eram realizadas sem anestesia. Só em 1846, um dentista de Boston, William Morton, conseguiu demonstrar que o éter (etoxietano) podia ser usado para induzir a narcose, uma inconsciência temporária, durante procedimentos cirúrgicos. O etoxietano pode ser obtido pela:

- A reação do etanoato de metila e etanol.
 B reação do etanol com ácido etanoico.
 C oxidação do etanal com KMnO_4 .
 D desidratação do ácido etanoico por ação do ácido sulfúrico.
 E desidratação intermolecular do etanol em presença de ácido sulfúrico.

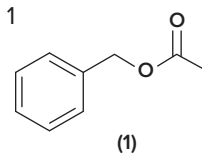
17 PUC-PR O ácido metilpropanoico reage com 1-butanol, formando água e um produto orgânico.

O nome da reação e o produto formado são, respectivamente:

- A redução – ácido carboxílico
 B esterificação – éter
 C neutralização – éster
 D oxidação – éster
 E esterificação – éster

18 UFGD 2019 Os ésteres é uma classe muito importante para a química orgânica, pois desempenha um papel importante na indústria farmacêutica, de perfumes, de polímeros, de cosméticos. São geralmente obtidos pelo método de esterificação de Fischer, e possui esse nome em homenagem a Emil Fisher, que realizou em 1895 essa reação pela primeira vez utilizando catálise ácida. Ésteres também estão presentes em gorduras animais e em polímeros como o poliéster, e acetato de celulose, presente em filmes fotográficos. Muitos ésteres são utilizados como flavorizantes como o acetato de benzila (Estrutura 1), que é um dos componentes de medicamentos com sabores artificiais de cereja e morango.

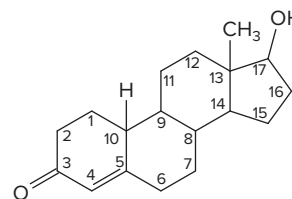
Estrutura 1



Para a síntese do acetato de benzila, via esterificação de Fischer, são necessários:

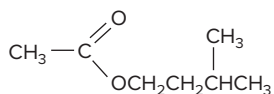
- A ácido acético, álcool benzílico e hidróxido de sódio.
 B ácido benzoico, álcool etílico e ácido sulfúrico.
 C ácido acético, álcool benzílico e água.
 D ácido benzoico, álcool etílico e água
 E ácido acético, álcool benzílico e ácido sulfúrico.

19 UFRGS A nandrolona é um hormônio androgênico utilizado pela indústria farmacêutica para a produção de derivados de esteroides anabólicos. Ácidos carboxílicos são utilizados para a produção de derivados esterificados desse fármaco. Estes compostos, que aumentam a massa e a força muscular dos atletas, são considerados *doping* e proibidos pelo Comitê Olímpico Internacional. Em que posição da estrutura abaixo representada é possível ocorrer uma reação de esterificação?

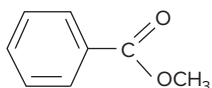


- A Apenas na posição 3. D Nas posições 3 e 4.
 B Apenas na posição 4. E Nas posições 3 e 17.
 C Apenas na posição 17.

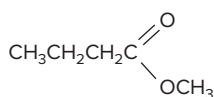
20 Fuvest O cheiro agradável das frutas deve-se, principalmente, à presença de ésteres. Esses ésteres podem ser sintetizados no laboratório, pela reação entre um álcool e um ácido carboxílico, gerando essências artificiais, utilizadas em sorvetes e bolos. A seguir estão as fórmulas estruturais de alguns ésteres e a indicação de suas respectivas fontes.



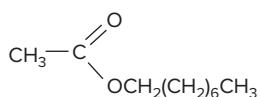
Banana



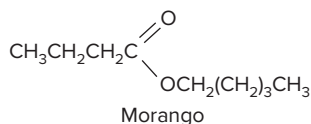
Kiwi



Maçã



Laranja

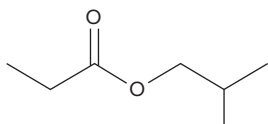


Morango

A essência, sintetizada a partir do ácido butanoico e do metanol, terá cheiro de:

- A banana.
- B kiwi.
- C maçã.
- D laranja.
- E morango.

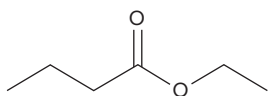
21 UEPG 2016 Sobre o composto a seguir, assinale o que for **correto**.



- 01 É um éster.
- 02 Tem ponto de ebulição menor que um ácido carboxílico de mesma massa molecular.
- 04 Sua hidrólise pode gerar o ácido propanoico.
- 08 É produzido em uma reação de esterificação entre ácido acético e 2-propanol.
- 16 Este composto pode fazer ligação de hidrogênio com outra molécula idêntica a esta.

Soma:

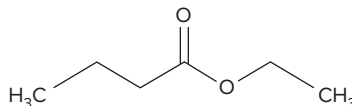
22 UPF 2017 A seguir, está representada a estrutura do éster responsável pelo *flavor* de abacaxi.



Marque a opção que indica **corretamente** os reagentes que podem ser usados para produzir esse éster via reação de esterificação catalisada por ácido.

- A $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- B $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$
- C $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH}$
- D $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COCH}_3 + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
- E $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CHO} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

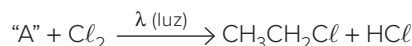
23 Unifor 2014 Os ésteres são compostos orgânicos que apresentam o grupo funcional $\text{R}'\text{COOR}$, são empregados como aditivos de alimentos e conferem sabor e aroma artificiais aos produtos industrializados, imitam o sabor de frutas em sucos, chicletes e balas. Os compostos orgânicos que podem reagir para produzir o seguinte éster, por meio de uma reação de esterificação, são, respectivamente,



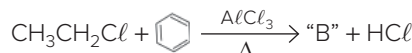
éster que apresenta aroma de abacaxi

- A ácido benzoico e etanol.
- B ácido butanoico e etanol.
- C ácido etanoico e butanol.
- D ácido metanoico e butanol.
- E ácido etanoico e etanol.

24 EsPCEx 2020 Muitas sínteses orgânicas podem ser realizadas como uma sequência de reações químicas. Considere a sequência de reações químicas representadas a seguir, como a monocloração de alcanos (1ª etapa) e a reação de haleto orgânicos com compostos aromáticos (2ª etapa).



(1ª etapa - cloração)



(2ª etapa – alquilação Friedel-Crafts)

Para obtenção de um haleto orgânico, na primeira etapa é feita uma reação de halogenação (“substituição de hidrogênios de compostos orgânicos por átomos de haleto como o cloro, denominada de reação de cloração”).

Em seguida, na segunda etapa, é feito um processo conhecido por reação de alquilação Friedel-Crafts (“reação de haleto orgânicos com compostos aromáticos ou, simplesmente, a ligação de grupos alquil à estrutura de compostos orgânicos como anéis aromáticos”).

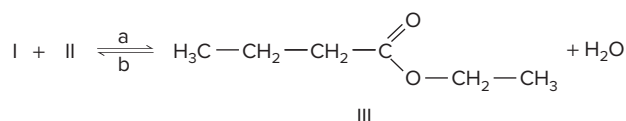
Acerca das substâncias correspondentes, representadas genericamente pelas letras “A” e “B”, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. O nome (aceito pela IUPAC) da substância “A” é cloroetano.
- II. O nome (aceito pela IUPAC) da substância “B” é o etilbenzeno.
- III. Todos os carbonos da substância “B” apresentam hibridização sp^2 .
- IV. A fórmula molecular da substância “B” é C_8H_{10} .
- V. O processo de alquilação, representado pela equação da reação na segunda etapa, pode ser classificado como reação de substituição.

Assinale a alternativa que apresenta todas as afirmativas corretas, dentre as listadas acima.

- A I, II e III.
- B II, III, IV e V.
- C I, IV e V.
- D II, IV e V.
- E III e IV.

- 25 UFSC 2017** Os ésteres são utilizados como essências de frutas e aromatizantes na indústria alimentícia, farmacêutica e cosmética. Considere a reação entre um ácido carboxílico (I) e um álcool (II), de acordo com o esquema reacional a seguir, formando o éster representado pela estrutura III, que possui aroma de abacaxi e é usado em diversos alimentos e bebidas:



Sobre o assunto, é **correto** afirmar que:

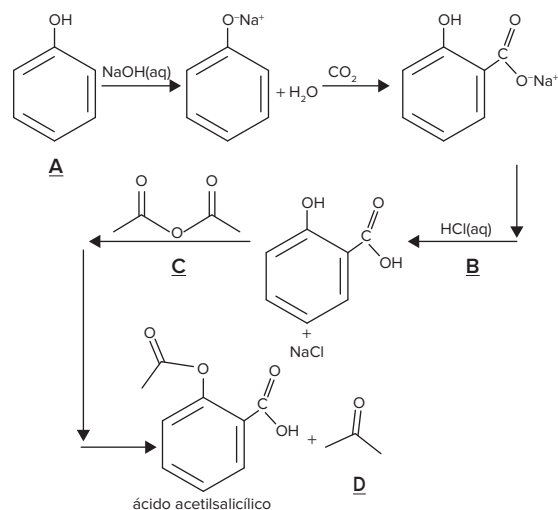
- 01 o composto I possui dois átomos de hidrogênio ionizáveis, o que o classifica como um ácido poliprótico.
- 02 o composto I é o ácido etanoico.
- 04 o composto II é o butan-1-ol.
- 08 o composto III é isômero de função do ácido hexanoico.
- 16 a reação que ocorre no sentido indicado pela letra "a" é denominada esterificação, ao passo que a reação que ocorre no sentido indicado por "b" é uma hidrólise.
- 32 a adição do composto I ou II em excesso favorecerá a reação no sentido indicado pela letra "b", deslocando o equilíbrio da reação para a esquerda.

Soma:

- 26 Acafe 2019** O ácido acetilsalicílico ou AAS ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$), conhecido popularmente como aspirina, é um fármaco da família dos salicilatos. É utilizado como medicamento para tratar a dor (analgésico), a febre (antipirético) e a inflamação (anti-inflamatório). A aspirina é um dos medicamentos mais utilizados no mundo, com um consumo estimado em 40 000 toneladas anuais, o que representa entre 50 000 e 120 000 milhões de pastilhas, constando na Lista de Medicamentos Essenciais da Organização Mundial de Saúde, em que se classificam os medicamentos essenciais que todo o sistema de saúde deve ter.

Fonte: Adaptado de https://pt.wikipedia.org/wiki/ácido_acetilsalicílico.

Uma das rotas químicas para obtenção da aspirina está representada a seguir.



Com base na rota apresentada, os nomes dos compostos A, B, C e D são, respectivamente:

- A A = hidroxibenzeno, B = ácido clorídrico, C = ácido acético, D = anidrido acético
- B A = hidroxibenzeno, B = gás cloro, C = anidrido acético, D = ácido acético
- C A = hidroxibenzeno, B = ácido clorídrico, C = anidrido acético, D = ácido acético
- D A = ácido benzênico, B = ácido clorídrico, C = anidrido acético, D = ácido acético

- 27 UFSC** Ésteres são compostos que podem ser obtidos através da reação entre um "ácido orgânico ou mineral" e um "álcool". Quando o ácido utilizado é orgânico, o éster é orgânico; caso contrário, é mineral ou inorgânico. A reação é reversível. No sentido da formação do éster, é denominada "esterificação", enquanto a reação inversa é chamada de "hidrólise".

Para a obtenção do éster "acetato de sec-butila" a reação ocorre entre:

- 01 ácido metanoico e butan-1-ol.
- 02 ácido etanoico e butan-1-ol.
- 04 ácido etanoico e 2 metilpropan 1 ol.
- 08 ácido metanoico e 2-metilpropan-2-ol.
- 16 ácido etanoico e butan-2-ol.

Soma:

- 28 Uece 2018** A contaminação ambiental tem sido uma fonte de problemas de saúde em diversas comunidades, onde se destacam alguns casos de tumores no fígado e na tireoide, oriundos de contaminações por substâncias usadas na fabricação de pesticidas. É necessário que se tenha muita cautela em relação ao uso indiscriminado de certas substâncias, como benzeno, clorobenzeno e metil-etil-cetona (butanona), que são perigosas para grupos mais vulneráveis tais como mulheres grávidas, crianças e idosos.

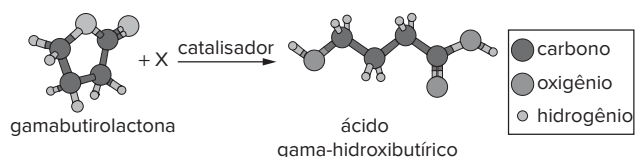
Atente ao que se diz a seguir a respeito do hidrocarboneto e do derivado halogenado (haleto de arila):

- I. Ambos apresentam cadeias carbônicas aromáticas.
- II. Partindo-se desse hidrocarboneto, é possível obter-se o haleto de arila através de reação de adição, com auxílio de um catalisador (Ni ou Pt).
- III. O haleto de arila pode ser produzido a partir desse hidrocarboneto, através de reação de substituição, na presença de um catalisador adequado

Está correto o que se afirma em

- A I e II apenas.
 B I e III apenas.
 C II e III apenas.
 D I, II e III.

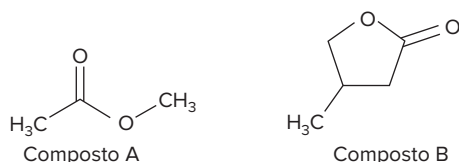
29 Fuvest 2013 O ácido gama-hidroxibutírico é utilizado no tratamento do alcoolismo. Esse ácido pode ser obtido a partir da gamabutirolactona, conforme a representação a seguir:



Assinale a alternativa que identifica corretamente **X** (de modo que a representação respeite a conservação da matéria) e o tipo de transformação que ocorre quando a gamabutirolactona é convertida no ácido gama-hidroxibutírico.

	X	Tipo de transformação
A	CH ₃ OH	esterificação
B	H ₂	hidrogenação
C	H ₂ O	hidrólise
D	luz	isomerização
E	calor	decomposição

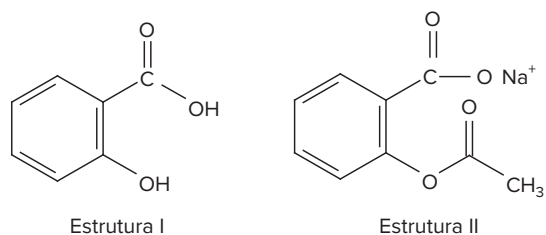
30 Mackenzie 2016 A seguir estão representadas as fórmulas estruturais dos compostos **A** e **B**, obtidos por meio de duas sínteses orgânicas distintas e em condições adequadas.



Assim, a alternativa que traz, respectivamente, considerando as condições adequadas para tal, os reagentes orgânicos utilizados na obtenção dos compostos **A** e **B** é

- A **A**: etanol e ácido acético; **B**: ácido butanoico e etanol.
 B **A**: ácido metanoico e etanol; **B**: isopropano e ácido acético.
 C **A**: metanol e ácido etanoico; **B**: ácido butanoico e etanol.
 D **A**: ácido acético e metanol; **B**: ácido 4-hidroxi-3-metilbutanoico.
 E **A**: etanol e metanol; **B**: ácido 4-hidroxi-3-metilbutanoico

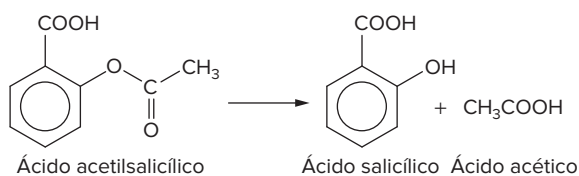
31 UFC A “aspirina tamponada” (estrutura II), medicamento mundialmente utilizado como analgésico, antitérmico, anti-inflamatório e antirreumático, pode ser obtida através da transformação química do ácido salicílico (estrutura I).



Assinale a alternativa que indica corretamente as reações químicas de transformação do ácido salicílico em “aspirina tamponada”.

- A Hidratação e combustão.
 B Combustão e hidrólise.
 C Salificação e esterificação.
 D Hidrogenação e ozonólise.
 E Redução e descarboxilação.

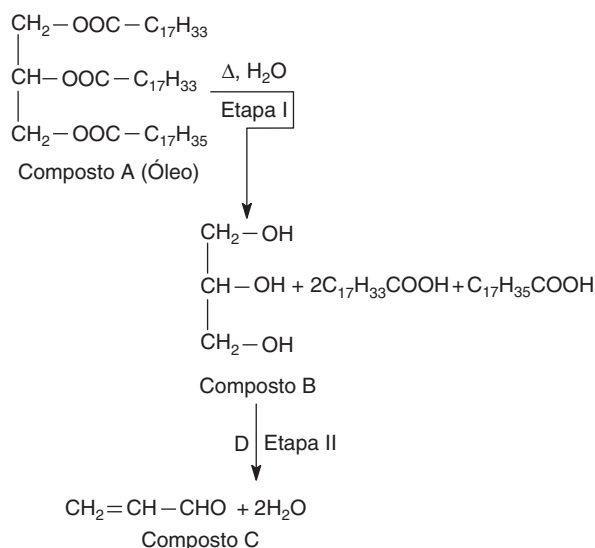
32 UFPI Através da reação esquematizada, o ácido acetil salicílico (AAS) sofre decomposição. Esse processo é identificado pelo odor característico de vinagre.



Podemos classificar essa reação como:

- A eliminação.
 B desidratação.
 C polimerização.
 D esterificação.
 E hidrólise.

- 33 PUC-RS** Durante processo de aquecimento continuado, um óleo ou gordura sofre decomposição, formando produtos que causam danos à saúde. As equações a seguir representam as etapas da decomposição de um óleo.



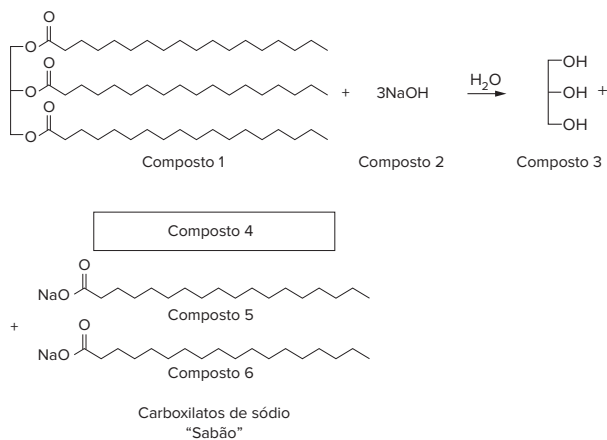
Com relação às equações apresentadas, são feitas as seguintes afirmativas.

- I. Na etapa I, o processo representado caracteriza-se como uma reação de hidrólise de um éster.
- II. Na etapa II, ocorre uma reação de oxidação-redução do composto B ao formar o C.
- III. Na etapa I, os produtos resultantes pertencem às funções orgânicas álcool e aldeído.
- IV. Na etapa II, os produtos resultantes são um ácido carboxílico e água.

Pela análise das equações apresentadas, conclui-se que somente estão **corretas** as afirmativas:

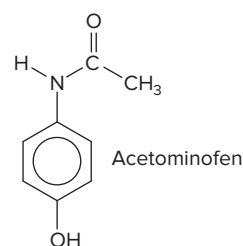
- A I e II.
- B I e III.
- C II e IV.
- D III e IV.
- E I, III e IV.

- 34 Ufes 2015** A reação esquematizada a seguir exemplifica a formação do sabão a partir de um triacilglicerol na presença de NaOH. Essa reação é a maneira pela qual muitos sabões são fabricados.



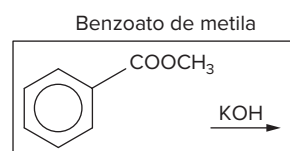
- a) Determine quantos carbonos primários, secundários, terciários e quaternários, respectivamente, o composto 1 apresenta.
- b) Escreva o nome sistemático (Iupac) dos compostos 2 e 3.
- c) Identifique o tipo de reação química que ocorre na formação dos compostos 3, 4, 5 e 6 a partir dos compostos 1 e 2.
- d) Escreva a função química a que pertence o composto 1.
- e) Escreva a estrutura química e a fórmula molecular do composto 4.

- 35 Unesp** Muitos compostos orgânicos sintéticos fazem parte de nosso cotidiano, tendo as mais diversas aplicações. Por exemplo, o acetaminofen, muito usado como analgésico e antitérmico.



- a) Escreva o nome de um grupo funcional presente na molécula de acetaminofen.
- b) A hidrólise do acetaminofen leva à formação de *p*-hidroxianilina e de um ácido. Escreva a fórmula estrutural e o nome deste ácido.

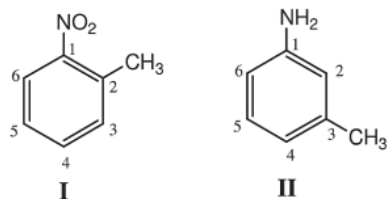
- 36 UFRGS** O benzoato de metila foi aquecido em meio aquoso básico, conforme representado a seguir.



Assinale a alternativa que apresenta os produtos encontrados em maior concentração no meio reacional após completada a reação.

- A + H₂
- B + CH₃COO⁻ K⁺
- C + CH₃OH
- D + CH₃COO⁻ K⁺
- E + H₂

37 IME 2018 Considere as duas moléculas abaixo:



Ambas sofrerão nitração nos anéis aromáticos via substituição eletrofílica. Dentre as opções a seguir, a única que indica posições passíveis de substituição nas moléculas **I** e **II**, respectivamente, é:

- A 4 e 4
- B 6 e 6
- C 5 e 2
- D 3 e 5
- E 4 e 6

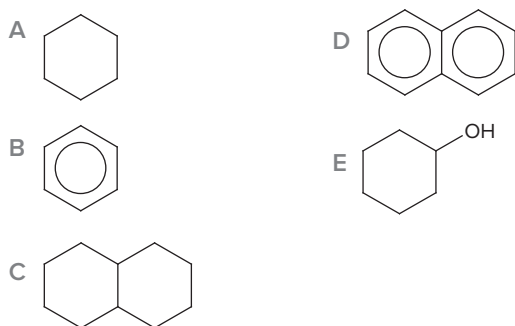
38 Fuvest Do acarajé para a picape, o óleo de fritura em Ilhéus segue uma rota ecologicamente correta. [...] o óleo [...] passa pelo processo de transesterificação, quando triglicérides fazem uma troca com o álcool. O resultado é o éster metílico de ácidos graxos, vulgo biodiesel.

O Estado de S.Paulo, 10 ago. 2002.

O álcool, destacado no texto, a fórmula do produto biodiesel (em que R é uma cadeia carbônica) e o outro produto da transesterificação, não mencionado no texto, são, respectivamente:

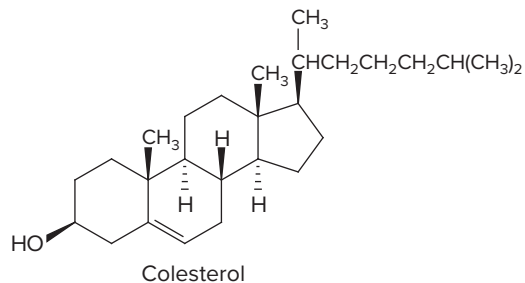
- A metanol, ROC_2H_5 e etanol.
- B etanol, RCOOC_2H_5 e metanol.
- C etanol, ROCH_3 e metanol.
- D metanol, RCOOCH_3 e 1,2,3 propanotriol.
- E etanol, ROC_2H_5 e 1,2,3 propanotriol.

39 Ufla O produto da hidrogenação do cicloexeno está apresentado na alternativa:



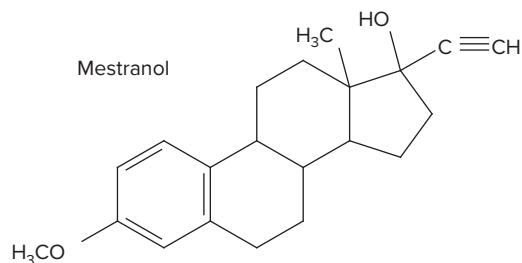
40 UFJF O colesterol, cuja estrutura está representada a seguir, é disseminado amplamente no organismo humano e serve como um intermediário na biossíntese de todos os esteroides do corpo, sendo essencial para a vida. Entretanto, altos níveis de colesterol no sangue favorecem o desenvolvimento de arteriosclerose (endurecimento das veias).

Os ataques cardíacos podem ocorrer quando as placas contendo colesterol bloqueiam as artérias do coração. Com relação ao colesterol, assinale a alternativa **correta**.



- A Na estrutura do colesterol existem quatro átomos de carbono sp^2 .
- B Na estrutura do colesterol existem três átomos de carbono primário.
- C O colesterol possui as funções oxigenadas, álcool e fenol.
- D O colesterol pode sofrer reações de adição, pois possui uma dupla ligação em sua estrutura.
- E O colesterol não possui isômero óptico, pois não possui átomo de carbono assimétrico (carbono quiral).

41 Fuvest



Analisando a fórmula estrutural do mestranol, um anticoncepcional, foram feitas as seguintes previsões sobre seu comportamento químico:

- I. Deve sofrer hidrogenação.
- II. Pode ser esterificado, em reação com um ácido carboxílico.
- III. Deve sofrer saponificação, em presença de soda cáustica.

Dessas previsões:

- A apenas I é correta.
- B apenas II é correta.
- C apenas I e II são corretas.
- D apenas II e III são corretas.
- E I, II e III são corretas.

42 Fuvest Dois hidrocarbonetos insaturados, que são isômeros, foram submetidos, separadamente, à hidrogenação catalítica. Cada um deles reagiu com H_2 na proporção, em mols, de 1:1, obtendo-se em cada caso, um hidrocarboneto de fórmula C_4H_{10} . Os hidrocarbonetos que foram hidrogenados poderiam ser:

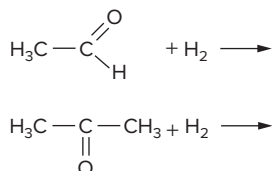
- A 1-butino e 1-buteno.
- B 1,3-butadieno e ciclobutano.
- C 2-buteno e 2-metilpropeno.
- D 2-butino e 1-buteno.
- E 2-buteno e 2-metilpropano.

43 UEG 2016 Um mol de uma molécula orgânica foi submetido a uma reação de hidrogenação, obtendo-se ao final um mol do cicloalcano correspondente, sendo consumidos 2 g de $H_2(g)$ nesse processo. O composto orgânico submetido à reação de hidrogenação pode ser o

Dados: H = 1

- A cicloexeno D 1,4-cicloexadieno
B 1,3-cicloexadieno E naftaleno
C benzeno

44 PUC-PR A reação de redução dos compostos abaixo produz, respectivamente:

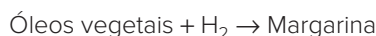


- A álcool primário e terciário.
B álcool primário e ácido carboxílico.
C álcool primário e secundário.
D ácido carboxílico e álcool primário.
E álcool secundário e terciário.

45 PUC-Campinas 2018 A *margarina* é produzida a partir de óleo vegetal, por meio da hidrogenação. Esse processo é uma reação de I na qual uma cadeia carbônica II se transforma em outra III saturada. As lacunas I, II e III são correta e respectivamente substituídas por

- A adição – insaturada – menos
B adição – saturada – mais
C adição – insaturada – mais
D substituição – insaturada – menos
E substituição – saturada – mais

46 PUC-Minas Os óleos vegetais são ésteres formados a partir de ácidos graxos insaturados. A margarina é um produto alimentar obtido pela hidrogenação desses óleos.



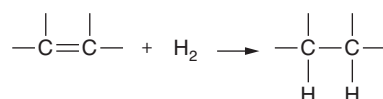
É **incorreto** afirmar que:

- A ésteres são produtos de reação entre álcoois e ácidos e constituem o grupo funcional RCOOR'.
B ácidos graxos são ácidos carboxílicos, ou seja, compostos que apresentam um grupo carboxila –COOH.
C a margarina apresenta um maior número de insaturações que o óleo vegetal usado como matéria-prima para sua fabricação.
D a hidrogenação é uma reação de adição de H_2 nas duplas ligações.

47 CPS 2012 Outro método usado na conservação dos alimentos é a substituição de compostos poli-insaturados

(óleos), que apresentam várias ligações duplas, por compostos em que predominam as ligações simples (gorduras), pois os óleos são muito mais propensos à oxidação do que as gorduras; portanto a indústria os substitui por gorduras, dando preferência à gordura *trans*, devido ao menor custo de produção, porém, embora ela faça o alimento durar mais, é mais prejudicial para a saúde.

Esse tipo de gordura é produzido através da hidrogenação que transforma ligações duplas em ligações simples, pela adição de hidrogênio, conforme mostra a figura.

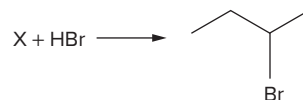


Nas duplas onde não há adição de hidrogênio, pode ocorrer a formação da gordura *trans*.

Devido ao maior controle dos órgãos de saúde e à conscientização do consumidor sobre esta gordura, a indústria vem substituindo-a por outro tipo de gordura ou reduzindo o percentual de gordura nos alimentos. Analisando o texto e observando o que ocorre na hidrogenação, é **correto** afirmar que

- A o óleo pode ser transformado em gordura, através da hidrogenação.
B os compostos que apresentam ligações simples são mais propensos à oxidação.
C o consumidor prefere alimentos com gordura *trans*, pois não são prejudiciais à saúde.
D os alimentos que apresentam compostos poli-insaturados têm maior prazo de validade.
E os alimentos que apresentam compostos poli-insaturados são mais prejudiciais à saúde

48 PUC-Rio 2012 O 2-bromo-butano pode ser obtido através da reação do ácido bromídrico (HBr) com um composto orgânico (indicado por X na equação).



Sobre o composto X e o tipo de reação, é **correto** afirmar que:

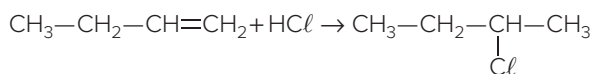
- A é um alceno, e a reação é de adição.
B é um alcino, e a reação é de eliminação.
C é um alceno, e a reação é de adição.
D é um álcool, e a reação é de substituição.
E é uma cetona, e a reação é de eliminação.

49 Uece 2016 O cloro ficou muito conhecido devido a sua utilização em uma substância indispensável a nossa sobrevivência: a água potável. A água encontrada em rios não é recomendável para o consumo, sem antes passar por um tratamento prévio. Graças à adição de cloro, é possível eliminar todos os microrganismos patogênicos e tornar a água potável, ou seja, própria

para o consumo. Em um laboratório de Química, nas condições adequadas, fez-se a adição do gás cloro em um determinado hidrocarboneto, que produziu o 2,3-diclorobutano. Assinale a opção que corresponde à fórmula estrutural desse hidrocarboneto.

- A $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
 B $\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
 C $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$
 D $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \end{array}$

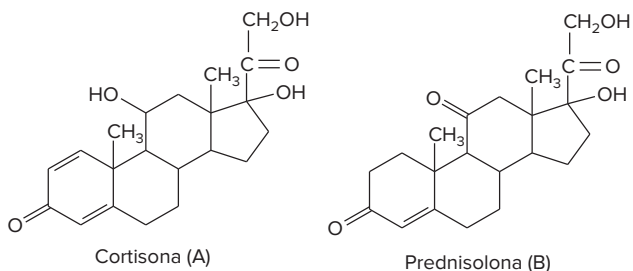
50 UEPG 2019 Sobre a reação abaixo, assinale o que for correto.



- 01 É uma reação de adição.
 02 O mecanismo segue a regra de Markovnikov.
 04 O 1-buteno e o ácido clorídrico são os reagentes da reação.
 08 O uso do Cl_2 no lugar de HCl produzirá o 2-clorobutano.

Soma:

51 Unifesp Analise as fórmulas estruturais dos corticoides A e B e as afirmações seguintes.



- I. A é isômero de B.
 II. Ambos apresentam os mesmos grupos funcionais.
 III. Ambos devem reagir com Br_2 , pois sabe-se que este se adiciona às duplas ligações.

Dessas afirmações:

- A apenas I é correta.
 B apenas II é correta.
 C apenas I e II são corretas.
 D apenas II e III são corretas.
 E I, II e III são corretas.

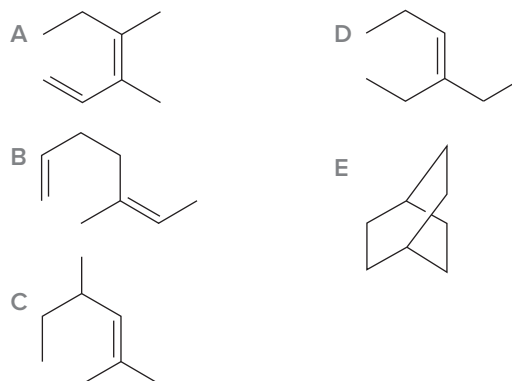
52 Cefet-MG 2014 Para sintetizar o 2,3-diclorobutano, um químico utilizou o gás cloro como um dos reagentes. Nesse caso específico, o segundo reagente necessário à síntese foi o

- A but-2-eno.
 B butan-e-ol.
 C but-1,3-dieno.
 D butan-1,3-diol.
 E butan-2,3-diol.

53 UFMG Uma substância apresentou as seguintes características:

- I. Descora solução de Br_2 em CCl_4 .
 II. Absorve apenas um mol de H_2 quando submetida à reação de hidrogenação catalítica.
 III. Pode apresentar-se sob duas formas enantioméricas.

Uma fórmula estrutural possível para essa substância é:



54 PUC-Rio Dada a reação a seguir, conclui-se que o composto X é:



- A $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$
 B $\text{CH}_2=\text{CH}_2$
 C $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH}$
 D $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$
 E $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

55 UFMG A reação entre um mol de propino



e dois mol de bromo, Br_2 , na ausência de luz ou calor, produz:

- A $\text{CHBr}_2-\text{CBr}_2-\text{CH}_3$
 B $\text{CH}_2\text{Br}-\text{CBr}_2-\text{CH}_2\text{Br}$
 C $\text{CBr}_2=\text{CH}-\text{CHBr}_2$
 D $\text{CHBr}=\text{CBr}-\text{CHBr}_2$

56 Unirio O etino, sob o ponto de vista industrial, constitui uma das mais importantes matérias-primas. A partir dele, pode-se obter o cloro-eteno ou cloreto de vinila, precursor para a fabricação de canos e tubulações de plástico, cortinas para box, couro artificial etc.

A preparação do cloro-eteno a partir do etino e do ácido clorídrico é uma reação de:

- A adição.
- B eliminação.
- C oxidação.
- D sulfonação.
- E saponificação.

57 Unifor 2014 Os alcenos sofrem reação de adição. Considere a reação do eteno com o ácido clorídrico (HCl) e assinale a alternativa que corresponde ao produto formado.

- A CH₃CH₃
- B ClCH₂CH₂Cl
- C ClCHCHCl
- D CH₃CH₂Cl
- E CH₂ClCH₂Cl

58 PUC-PR Na reação entre o ácido clorídrico e o 3-metil-2-penteno, o produto que predominantemente irá se formar será o:

- A 3-metil-1-cloro-pentano.
- B 3-metil-3-cloro-pentano.
- C 3-metil-2-cloro-pentano.
- D 3-metil-4-cloro-pentano.
- E 3-metil-1-cloro-2-penteno.

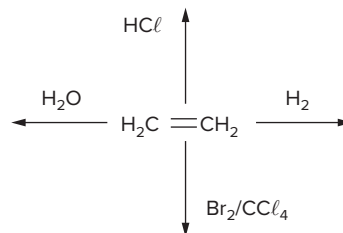
59 Unifesp Muitos álcoois podem ser obtidos pela hidratação catalisada por ácidos, de alcenos. Nessa reação de adição, o H da água se adiciona ao carbono que tem mais hidrogênios ligados a ele e o grupo hidroxila se liga ao carbono menos hidrogenado (regra de Markovnikov). Sabendo-se que os álcoois formados na hidratação de dois alcenos são, respectivamente, 2-metil-2-pentanol e 1-etilciclopentanol, quais os nomes dos alcenos correspondentes que lhes deram origem?

- A 2-metil-2-penteno e 2-etilciclopenteno
- B 2-metil-2-penteno e 1-etilciclopenteno
- C 2-metil-3-penteno e 1-etilciclopenteno
- D 2-metil-1-penteno e 2-etilciclopenteno
- E 3-metil-2-penteno e 2-etilciclopenteno.

60 UFU 2018 Em países cuja produção da cana não é economicamente viável, utiliza-se reações do eteno (C₂H₄) em meio ácido para produção do álcool. Essa reação ocorre, porque

- A a tripla ligação entre os carbonos, em presença de catalisador, é atacada por gás hidrogênio.
- B a dupla ligação entre os carbonos, quimicamente ativa, é atacada por água em meio ácido.
- C a ligação simples, entre os carbonos, presente na estrutura, é instável e sofre uma adição.
- D as ligações da molécula, entre hidrogênio e carbono, sofrem adição do grupo OH, característico do álcool.

61 Uece 2016 Obtido pelo petróleo, o eteno é o alceno mais simples, porém muito importante por ser um dos produtos mais fabricados no mundo. Analise o que acontece quando o eteno é tratado com os seguintes reagentes:



De acordo com o esquema apresentado, é **correto** afirmar que a reação do eteno com

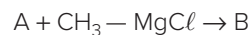
- A H₂O produzirá, em meio ácido, o etanol.
- B H₂ é uma redução e não requer catalisador para ocorrer.
- C Br₂/CCl₄ requer energia radiante (luz) para que possa ocorrer.
- D HCl é uma reação de substituição.

62 UFF 2012 A reação de Grignard é uma ferramenta importante na formação de ligações carbono-carbono. Trata-se de uma reação química organometálica em que haletos de alquila ou aril-magnésio (reagentes de Grignard) atuam como nucleófilos que reagem com átomos de carbono eletrofílico que estão presentes em grupos polares (por exemplo, em um grupo carbonila) para produzir uma ligação carbono-carbono.

Os álcoois formados a partir da reação do brometo de etil magnésio com o formaldeído, acetaldeído e acetona são, respectivamente,

- A etanol, propan-1-ol e pentan-2-ol.
- B propan-1-ol, butan-2-ol e 2-metilbutan-2-ol.
- C metanol, etanol e propan-2-ol.
- D propan-2-ol, butan-2-ol e pentan-2-ol.
- E etanol, propan-2-ol e 2-metilbutan-2-ol.

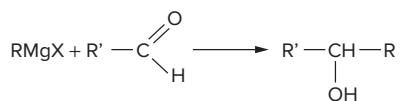
63 UEPG 2012 As reações em que participam reagentes de Grignard apresentam grande versatilidade, permitindo o preparo de muitos tipos de produtos. Considerando as equações a seguir, assinale o que for **correto**.



- 01 Se a substância A for metanal, C será etanol.
- 02 A formação de B é uma reação de adição.
- 04 Se A for butanal, C será 2-pentanol.
- 08 Em todas as reações, B é um composto organometálico.
- 16 Para que C seja 2-propanol, A deverá ser propanona.

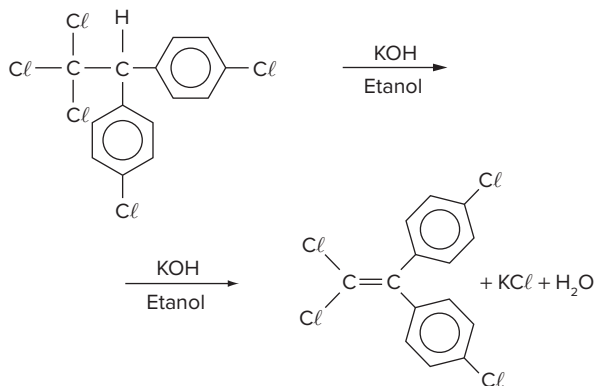
Soma:

- 64 UFG 2012** Reagentes de Grignard (RMgX , em que R é um grupo alquila) reagem com aldeídos para produzir álcoois secundários, de acordo com a seguinte equação química genérica.



Para produzir o composto 3-pentanol, R e R' devem ser

- A etil e metil.
B metil e metil.
C etil e propil.
D metil e propil.
E etil e etil.
- 65 UFF** Em amostras coletadas, recentemente, no rio Guandu, constatou-se a presença do inseticida DDT (dicloro difenil tricloreto). Essa substância, quando utilizada na agricultura sem os devidos cuidados, pode causar problemas ao homem e ao meio ambiente. Há insetos resistentes ao DDT, pois são capazes de transformá-lo em uma nova substância sem efeito inseticida – o DDE (dicloro difenil dicloroetileno). Em laboratório, obtém-se o DDE partindo-se do DDT, por meio da reação:



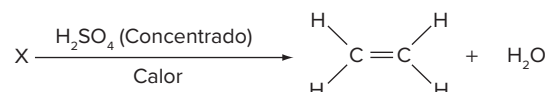
Essa é uma reação específica classificada como:

- A redução
B substituição nucleofílica.
C substituição eletrofílica.
D eliminação.
E adição.
- 66 UFRGS 2019** A produção industrial de cloreto de vinila, matéria-prima para a obtenção do poli(cloreto de vinila), polímero conhecido como PVC, envolve as reações mostradas no esquema abaixo
- $$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClCH}_2 - \text{CH}_2\text{Cl} \quad \text{CH}_2\text{Cl} - \text{CH}_2\text{Cl} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CHCl} + \text{HCl}$$
- I** **II**
- As reações I e II podem ser classificadas como
- A cloração e adição.
B halogenação e desidroalogenação.
C adição e substituição.
D desidroalogenação e eliminação.
E eliminação e cloração.

- 67 PUC-Minas** A desidratação do 1-butanol leva ao:

- A butanal.
B 2-metilpropeno.
C 2-buteno.
D 1-buteno.

- 68 Ufla** Dada a reação a seguir, assinale a alternativa correspondente à substância "X":



- A CH_3CHO D CH_3OCH_3
B $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ E $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{K}$
C $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- 69 Mackenzie 2019** As reações orgânicas de eliminação são aquelas em que átomos ou grupos de átomos de uma molécula são eliminados dela, formando-se um novo composto orgânico, além de um composto inorgânico. Um tipo de reação de eliminação é a desidratação, em que a molécula inorgânica eliminada é a da água. A desidratação dos álcoois, em meio ácido e sob aquecimento, pode se dar de duas formas: intramolecular e intermolecular. Sendo assim, os produtos obtidos nas desidratações intra e intermolecular do etanol, sob condições adequadas são, respectivamente,

- A $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ e $\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array}$
B CH_3OCH_3 e $\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array}$
C $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ e CH_3OCH_3
D CH_3OCH_3 e $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$
E $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ e CH_3OCH_3

- 70 UFRGS** Assinale a alternativa que preenche corretamente a lacuna do enunciado a seguir.

O polietileno é obtido através da reação de polimerização do etileno, que, por sua vez, é proveniente do petróleo. Recentemente, foi inaugurada, no Polo Petroquímico do RS, uma planta para a produção de "plástico verde". Nesse caso, o etileno usado na reação de polimerização é obtido a partir de etanol, uma fonte natural renovável, e não do petróleo. A reação de transformação do etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) em etileno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$) é uma reação de _____.

- A substituição D eliminação
B adição E oxidação
C hidrólise

71 Uece 2017 Atente à seguinte reação química:

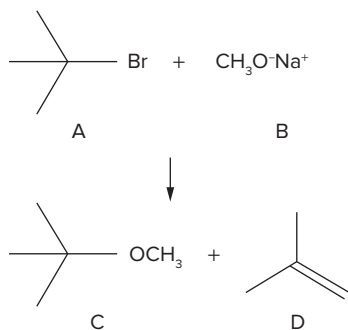


Considerando a reação química apresentada, assinale a opção que completa corretamente as lacunas do seguinte enunciado:

O terc-butanol (reagente), quando aquecido na presença de um catalisador ¹ _____, por meio de uma reação de ² _____, produz o isobutileno (produto) cujo nome pela Iupac é ³ _____.

- A ¹básico; ²condensação; ³1,1-dimetileno
 B ¹ácido; ²eliminação; ³2-metilpropeno
 C ¹ácido; ²desidratação; ³1,1-dimetileno
 D ¹básico; ²desidratação; ³2-metilpropeno

72 UFRGS 2017 A reação do 2-bromo-2-metilpropano (A) com o etóxido de sódio (B), usando etanol como solvente, leva a uma mistura de produtos C e D, apresentada a seguir.



Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do enunciado a seguir, na ordem em que aparecem.

Em relação aos produtos, é **correto** afirmar que C é formado por uma reação de _____; e D, por uma reação de _____.

- A substituição desidratação
 B substituição eliminação
 C oxidação – desidrogenação
 D adição – eliminação
 E adição – desidratação

73 Uece 2019 Normalmente na desidratação de ácido carboxílico há formação de

- A éter. C éster.
 B anidrido. D aldeído.

74 UFRGS 2016 A combustão completa de um hidrocarboneto levou à formação do mesmo número de mols de CO₂ e H₂O. Quando esse composto foi colocado em presença de H₂ e de um catalisador, observou-se o consumo de um mol de H₂ por mol do composto orgânico. Em relação a esse composto, é **correto** afirmar que se trata de um hidrocarboneto

- A aromático.
 B alifático acíclico insaturado.
 C alifático acíclico saturado.
 D alifático cíclico saturado.
 E alifático cíclico insaturado.

75 Fasm 2016 O etanol, CH₃CH₂OH, é o biocombustível mais utilizado no Brasil. O seu uso em substituição aos derivados do petróleo contribui na redução de gases poluentes e na mitigação do efeito estufa. O éter dimetílico, isômero do etanol, é um combustível que pode ser obtido a partir do gás natural ou a partir da biomassa.

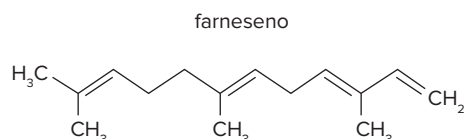
- a) Escreva a equação balanceada da reação da combustão completa do etanol.
 b) Apresente a fórmula estrutural do éter dimetílico. Qual tipo de isomeria ocorre entre o etanol e o éter dimetílico?

76 UEL 2014 A gasolina é uma mistura de vários compostos. Sua qualidade é medida em octanas, que definem sua capacidade de ser comprimida com o ar, sem detonar, apenas em contato com uma faísca elétrica produzida pelas velas existentes nos motores de veículos. Sabe-se que o heptano apresenta octanagem 0 (zero) e o 2,2,4-trimetilpentano (isooctano) tem octanagem 100. Assim, uma gasolina com octanagem 80 é como se fosse uma mistura de 80% de isooctano e 20% de heptano.

Com base nos dados apresentados e nos conhecimentos sobre hidrocarbonetos, responda aos itens a seguir.

- a) Quais são as fórmulas estruturais simplificadas dos compostos orgânicos citados?
 b) Escreva a equação química balanceada da reação de combustão completa de cada um dos hidrocarbonetos usados.

77 Unesp 2014 Em sua edição de julho de 2013, a revista *Pesquisa FAPESP*, sob o título *Voo Verde*, anuncia que, até 2050, os motores de avião deverão reduzir em 50% a emissão de dióxido de carbono, em relação às emissões consideradas normais em 2005. Embora ainda em fase de pesquisa, um dos caminhos tecnológicos para se atingir essa meta envolve a produção de bioquerosene a partir de caldo de cana-de-açúcar, com a utilização de uma levedura geneticamente modificada. Essas leveduras modificadas atuam no processo de fermentação, mas, ao invés de etanol, produzem a molécula conhecida como farneseno, fórmula molecular C₁₅H₂₄, cuja fórmula estrutural é fornecida a seguir.

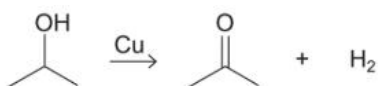


Por hidrogenação total, o farneseno é transformado em farnesano, conhecido como bioquerosene. Nessa reação de hidrogenação, a cadeia carbônica original do farneseno é mantida

Represente a fórmula estrutural, escreva o nome oficial do farnesano (bioquerosene) e forneça a equação química balanceada que representa a reação para a combustão completa de 1 mol da substância

78 Uefs 2018 A indústria química e a indústria farmacêutica utilizam diversos solventes orgânicos na síntese de outras substâncias e de medicamentos. O isopropanol (propan-2-ol) e a acetona (propanona) são solventes muito utilizados nessas indústrias.

A conversão do isopropanol em acetona pode ser feita por meio do uso de um catalisador de cobre, cuja reação é representada pela equação:

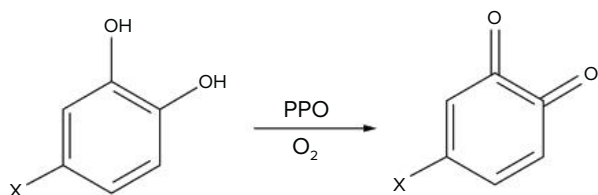


A equação química representa _____ do isopropanol em acetona. Dentre esses dois solventes, _____ apresenta a maior temperatura de ebulição e _____ apresenta a maior pressão de vapor.

Assinale a alternativa que preenche respectivamente as lacunas do texto.

- A a redução – a acetona – o isopropanol
- B a redução – o isopropanol – a acetona
- C a oxidação – a acetona – o isopropanol
- D a combustão a acetona o isopropanol
- E a oxidação – o isopropanol – a acetona

79 UFJF/Pism 3 2019 O Departamento de Agricultura americano aprovou a venda de uma maçã geneticamente modificada, que nunca fica marrom depois de cortada. O processo de escurecimento da maçã comum pode ser representado pela reação entre o fenol e a enzima polifenol oxidase – PPO – presentes na maçã, conforme a reação química esquematizada a seguir:



De acordo com essas informações, pode-se afirmar que a maçã geneticamente modificada:

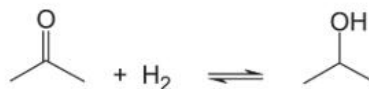
- A Produz baixíssima quantidade da enzima polifenol oxidase, dificultando a ocorrência da reação responsável pelo seu escurecimento quando exposta ao oxigênio atmosférico.

- B Reage com o O₂ presente no ar, o que inibe o processo de oxidação.
- C Estando em temperatura ambiente, não escurece, já que o processo de oxidação só acontece em altas temperaturas.
- D Quando cortada, libera a enzima polifenol oxidase e os compostos fenólicos, que entram em contato com o oxigênio, formando outros tipos de compostos, conhecidos como ácidos carboxílicos.
- E Em contato com o O₂, libera a enzima polifenol oxidase, o que impede seu escurecimento.

80 Uece 2018 Bebidas alcólicas, como licores artesanais, podem, algumas vezes, apresentar metanol, uma substância tóxica, imprópria para o consumo. Quando exposto a algum agente oxidante, o metanol sofre oxidação. A equação química dessa reação é

- A $\text{CH}_3 - \text{OH} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}$.
- B $\text{CH}_3 - \text{OH} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O}$.
- C $3 \text{CH}_3 - \text{OH} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{CH}_3 - \underset{\text{O}}{\underset{||}{\text{C}}} - \text{CH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$.
- D $\text{CH}_3 - \text{OH} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{HCOOH} + \text{H}_2$.

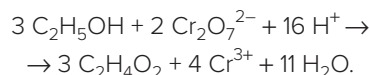
81 Uefs 2018 O isopropanol (massa molar = 60 g/mol) é um álcool muito utilizado como solvente para limpeza de circuitos eletroeletrônicos. A produção mundial desse álcool chega a 2,7 milhões de toneladas por ano. A indústria química dispõe de diversos processos para a obtenção do isopropanol, entre eles, o que envolve a reação de acetona (massa molar = 58 g/mol) com hidrogênio. A equação dessa reação é



A transformação de acetona em isopropanol é uma reação orgânica em que a acetona sofre

- A hidrólise.
- B substituição.
- C hidratação.
- D redução.
- E esterificação.

82 Uece 2018 Um tipo de “bafômetro” tem seu funcionamento baseado na reação representada por:



O produto orgânico que se forma nessa reação é um(a)

- A ácido carboxílico.
- B álcool.
- C aldeído.
- D cetona.

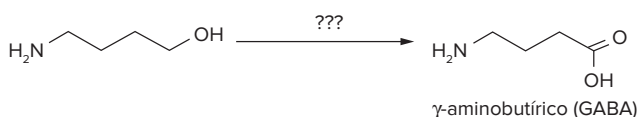
83 UFTM 2012 Na tabela são apresentadas as estruturas de alguns compostos orgânicos.

Composto	Estrutura
I	
II	
III	
IV	
V	

O composto orgânico produzido na reação de oxidação do propan-1-ol com solução ácida de KMnO_4 , em condições experimentais adequadas, pode ser indicado na tabela como o composto

A I. B II. C III. D IV. E V.

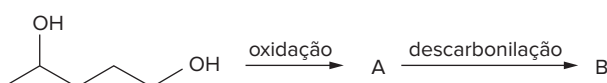
84 UFJF 2016 O ácido γ -aminobutírico (GABA) é um aminoácido que age no sistema nervoso central. Distúrbios na biossíntese ou metabolização deste ácido podem levar ao desenvolvimento de epilepsia. A última etapa da síntese química do GABA utiliza reação de oxidação de álcool.



Qual reagente oxidante deve ser utilizado para realizar esta síntese?

- A $\text{NaCl}/\text{H}_2\text{O}$
 B H_2/Pt
 C $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}_2\text{SO}_4$
 D $\text{Cl}_2/\text{FeCl}_3$
 E $\text{H}_2\text{O}/\text{NaOH}$

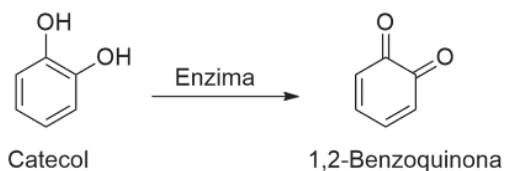
85 Fuvest 2015 O 1,4-pentanodiol pode sofrer reação de oxidação em condições controladas, com formação de um aldeído A, mantendo o número de átomos de carbono da cadeia. O composto A formado pode, em certas condições, sofrer reação de descarbonilação, isto é, cada uma de suas moléculas perde CO , formando o composto B. O esquema a seguir representa essa sequência de reações:



Os produtos A e B dessas reações são:

	A	B
A		
B		
C		
D		
E		

86 UFPR 2019 Os abacates, quando cortados e expostos ao ar, começam a escurecer. A reação química responsável por esse fenômeno é catalisada por uma enzima que transforma o catecol em 1,2-benzoquinona, que reage formando um polímero responsável pela cor marrom. Esse é um processo natural e um fator de proteção para a fruta, uma vez que as quinonas são tóxicas para as bactérias.



A respeito do fenômeno descrito acima, considere as seguintes afirmativas:

- Na estrutura do catecol está presente a função orgânica fenol.
- O catecol e a 1,2-benzoquinona são isômeros espaciais (enantiômeros).
- A transformação do catecol em 1,2-benzoquinona é uma reação de oxidação.
- Todos os átomos de carbono na estrutura da 1,2-benzoquinona possuem hibridização sp^3 .

Assinale a alternativa correta.

- A Somente as afirmativas 1 e 2 são verdadeiras.
- B Somente as afirmativas 1 e 3 são verdadeiras.
- C Somente as afirmativas 3 e 4 são verdadeiras.
- D Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.
- E As afirmativas 1, 2, 3 e 4 são verdadeiras.

- 87 Cefet-MG 2014** Os álcoois, quando reagem com permanganato de potássio, em meio ácido e com aquecimento, podem ser oxidados a aldeídos, cetonas ou ácidos carboxílicos. O álcool que, submetido às condições citadas, **NÃO** é capaz de reagir é o
- A etanol.
 - B butan-2-ol.
 - C cicloexanol.
 - D 2-metil-propan-2-ol.
 - E 2-metil-pent-1-en-3-ol.

- 88 Mackenzie** Com a finalidade de preservar a qualidade, as garrafas de vinho devem ser estocadas na posição horizontal. Desse modo, a rolha umedece e incha, impedindo a entrada de _____ que causa _____ no vinho, formando _____.

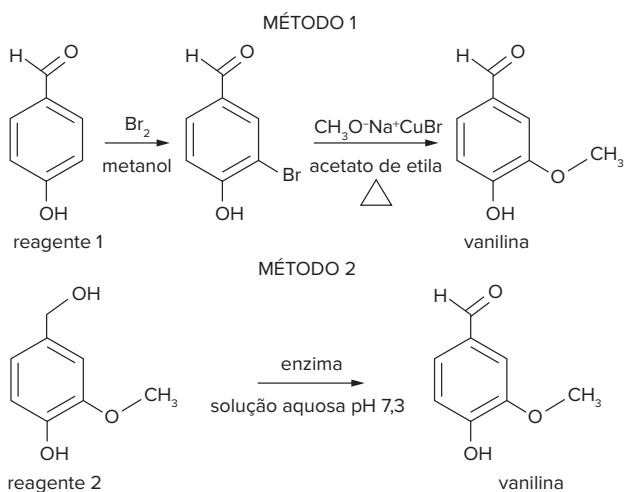
Os termos que preenchem corretamente as lacunas são:

- A ar; decomposição; etanol
- B gás oxigênio (do ar); oxidação; ácido acético
- C gás nitrogênio (do ar); redução; etano
- D vapor de água; oxidação; etanol
- E gás oxigênio (do ar); redução; ácido acético

Texto para a questão **89**.

Considere as informações para responder à(s) questão(ões) a seguir

Um estudante precisa de uma pequena quantidade de vanilina e decidiu pesquisar métodos sintéticos de produção da substância em laboratório, e obteve informações sobre dois métodos:



- 89 Unesp 2013** As duas reações indicadas no método 1 e a reação indicada no método 2 são classificadas, respectivamente, como reações de

- A substituição, substituição e oxidação.
- B redução, redução e oxidação.
- C adição, adição e eliminação.
- D adição, adição e redução.
- E substituição, substituição e substituição.

- 90 UFV** A reação de oxidação de um álcool de fórmula molecular $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$ com KMnO_4 forneceu um composto de fórmula molecular $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$. Assinale a opção que apresenta a correlação **correta** entre o nome do álcool e o nome do produto formado.

- A 3-metilbutan-2-ol, 3-metilbutanal
- B pentan-3-ol, pentan-3-ona
- C pentan-1-ol, pentan-1-ona
- D pentan-2-ol, pentanal
- E 2-metilbutan-1-ol, 2-metilbutan-1-ona

- 91 PUC-SP 2012** Os álcoois são uma importante matéria-prima para a síntese de diversos produtos.

A substância A é obtida a partir da reação do propan-1-ol e o ácido acético em meio ácido.

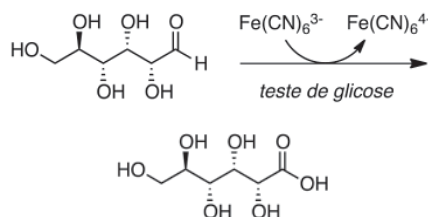
A substância B é formada na oxidação branda do butan-2-ol, utilizando KMnO_4 em meio ácido como oxidante.

A desidratação intermolecular do etanol em meio de ácido sulfúrico a quente forma a substância C.

As substâncias A, B e C são, respectivamente,

- A acetato de propila, butanal e acetato de etila.
- B acetato de propila, butanona e etoxietano.
- C propanoato de etila, ácido butanoico e etoxietano.
- D etoxipropano, butanona e acetato de etila.
- E etoxipropano, ácido butanoico e eteno.

- 92 Unicamp 2018** No Brasil, cerca de 12 milhões de pessoas sofrem de diabetes *mellitus*, uma doença causada pela incapacidade do corpo em produzir insulina ou em utilizá-la adequadamente. No teste eletrônico para determinar a concentração da glicose sanguínea, a glicose é transformada em ácido glucônico e o hexacianoferrato(III) é transformado em hexacianoferrato(II), conforme mostra o esquema a seguir.



Em relação ao teste eletrônico, é correto afirmar que

- A a glicose sofre uma reação de redução e o hexacianoferrato(III) sofre uma reação de oxidação.
- B a glicose sofre uma reação de oxidação e o hexacianoferrato(III) sofre uma reação de redução.
- C ambos, glicose e hexacianoferrato(III), sofrem reações de oxidação.
- D ambos, glicose e hexacianoferrato(III) sofrem reações de redução.

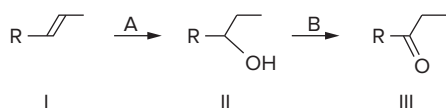
- 93 ITA** Qual das opções apresenta uma substância que, ao reagir com um agente oxidante ([O]) em excesso, produz um ácido carboxílico?
- A 2-propanol. D propanona.
 B 2-metil-2-propanol. E etanol.
 C ciclobutano.

- 94 PUC-SP** Em dois balões distintos, as substâncias A e B foram colocadas em contato com dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$) em meio ácido, à temperatura ambiente. Nessas condições, o dicromato é um oxidante brando. No balão contendo a substância A foi observada a formação do ácido propiônico (ácido propanoico), enquanto no balão que continha a substância B formou-se acetona (propanona).

As substâncias A e B são, respectivamente:

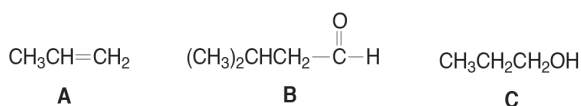
- A ácido acético e etanal.
 B propanal e 2-propanol.
 C butano e metil-propano.
 D propanal e 1-propanol.
 E propano e propanal.
- 95 Ufla** Os produtos finais das oxidações do etanol, metanol e 2 propanol, com permanganato de potássio a quente em meio ácido, são, respectivamente:
- A ácido etanoico, dióxido de carbono, propanona.
 B ácido acético, metanal, propanona.
 C ácido etanoico, dióxido de carbono, ácido propanoico.
 D ácido metanoico, dióxido de carbono, ácido propiônico.

- 96 UEL** Um processo laboratorial para conversão de alcenos em cetonas de mesma cadeia carbônica consiste na prévia conversão do alceno (I) em álcool (II), etapa A, e posterior conversão deste último na cetona (III), etapa B, conforme o esquema a seguir:



As reações utilizadas para essas duas conversões devem ser, respectivamente:

- A oxidação de I e redução de II.
 B hidratação de I e redução de II.
 C redução de I e hidrogenação de II.
 D hidratação de I e oxidação de II.
 E hidrogenação de I e oxidação de II.
- 97 UEPG 2019** Com base nas informações a seguir, assinale o que for correto.



Condição reacional 1: presença de $KMnO_4$

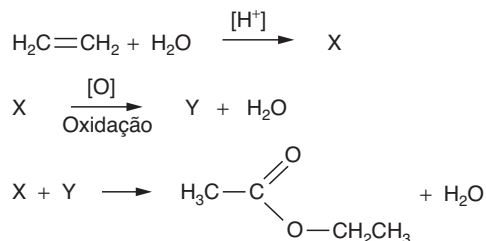
Condição reacional 2: presença de H_2 , com Ni ou Pt

- 01 O composto A, submetido à condição reacional 2, formará um alceno.

- 02 O composto B, submetido à condição reacional 2, produzirá um álcool.
 04 O composto B, submetido à condição reacional 1, sofrerá uma oxidação.
 08 O composto A, submetido à condição reacional 1, produzirá um éster.
 16 O composto C, submetido à condição reacional 1, não sofrerá reação.

Soma:

- 98 PUC-SP** Acetato de etila pode ser obtido em condições adequadas a partir do eteno, segundo as reações equacionadas a seguir.

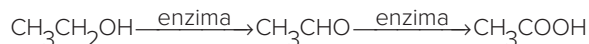


X e Y são, respectivamente:

- A propanona e etanol
 B etanol e acetaldeído
 C acetaldeído e ácido acético.
 D etano e etanol
 E etanol e ácido acético
- 99 UFJF** Um químico forense precisa identificar o conteúdo de três frascos rotulados de A, B e C. Sabendo-se que todos os frascos contêm um álcool com a fórmula $C_4H_{10}O$, esse químico fez um teste para determinar as estruturas dos compostos, reagindo-os com uma solução ácida de $KMnO_4$, obtendo os seguintes resultados:
- o composto do frasco A levou à formação de um ácido carboxílico;
 - o composto do frasco B levou à formação de uma cetona;
 - o composto do frasco C não reagiu.
- Com base nos dados apresentados, assinale a alternativa **correta**.
- A O nome do composto do frasco B é etoxietano (éter etílico).
 B Na reação com solução ácida de $KMnO_4$ ocorre uma redução do composto A.
 C O nome do composto presente no frasco A é butan-1-ol (1-butanol).
 D A reação de desidratação do álcool B fornecerá um alceno.
 E O nome do composto C é pentan-1-ol (1-pentanol).

- 100 UEM 2016** As bebidas alcoólicas contêm certo teor de etanol. A ingestão habitual de bebidas alcoólicas, além de ocasionar o alcoolismo, pode causar danos irreversíveis ao cérebro, ao coração e ao fígado. A maior parte do álcool ingerido é metabolizada no fígado, onde, pela ação de enzimas, o etanol é convertido em acetaldeído,

substância altamente tóxica, mesmo quando produzida em pequenas quantidades. Considerando os conceitos de oxirredução de moléculas orgânicas, de reação de desidratação, bem como a equação de representação do metabolismo do etanol no organismo, apresentada adiante, assinale o que for **correto**.



- 01 A formação de acetaldeído ocorre por meio da oxidação do etanol, onde o número de oxidação do átomo de carbono aumenta de 1 para +1.
- 02 No processo de metabolização do etanol, o acetaldeído é um agente oxidante.
- 04 A oxidação do 2-propanol leva à formação do ácido carboxílico correspondente.
- 08 O ácido acético também pode ser formado a partir da hidrólise básica do acetato de etila.
- 16 A reação de desidratação intramolecular do etanol forma o eteno, o qual, através de ozonólise, leva à formação do formaldeído.

Soma:

101 UEPG 2015 O composto representado por R—CHO em determinadas condições produz ácido butanoico. Sobre esta afirmação, assinale o que for **correto**.

- 01 O radical R é o grupo n-propila.
- 02 É uma reação de oxidação.
- 04 Se R—CHO reagir com hidrogênio na presença de um catalisador, o produto formado será um álcool.
- 08 R—CHO é um aldeído.
- 16 Reagente e produto são compostos carbonílicos.

Soma:

102 UFRGS 2014 O ácido lactobiónico é usado na conservação de órgãos de doadores. A sua síntese é feita a partir da lactose, na qual um grupo aldeído é convertido em grupo ácido carboxílico.

A reação em que um ácido carboxílico é formado a partir de um aldeído é uma reação de

- A desidratação. D descarboxilação.
- B hidrogenação. E substituição.
- C oxidação.

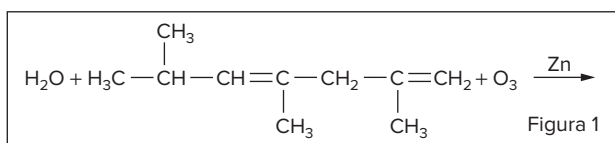
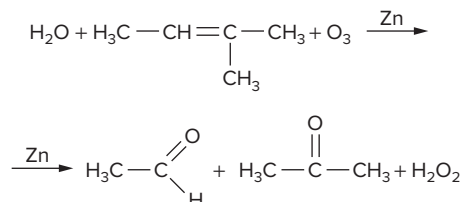
103 UFF 2012 Os alcenos, também conhecidos como alquenos ou olefinas, são hidrocarbonetos insaturados por apresentarem pelo menos uma ligação dupla na molécula. Os alcenos mais simples, que apresentam apenas uma ligação dupla, formam uma série homóloga, com fórmula geral C_nH_{2n} . Eles reagem com o ozônio (O_3), formando ozonetos (ou ozonídeos), que por hidrólise produzem aldeídos ou cetonas.

Considerando essas informações, pode-se afirmar que no caso da ozonólise do

- A 2-metil-2-buteno, os produtos serão o etanal e a propanona.

- B 2-metil-2-buteno, o produto formado será apenas o etanal.
- C 2,3-dimetil-2-buteno, o produto formado será apenas o propanal.
- D 2-metil-2-buteno, o produto formado será apenas a butanona.
- E 2-buteno, os produtos formados serão o propanal e o metanal.

104 PUC-SP A ozonólise é uma reação de oxidação de alcenos, em que o agente oxidante é o gás ozônio. Essa reação ocorre na presença de água e zinco metálico, como indica o exemplo:



Considere a ozonólise em presença de zinco e água, do dieno representado na figura 1.

Assinale a alternativa que apresenta os compostos orgânicos formados durante essa reação

- A Metilpropanal, metanal, propanona e etanal.
- B Metilpropanona, metano e 2,4-pentanodiona.
- C Metilpropanol, metanol e ácido 2,4-pentanodioico.
- D Metilpropanal, ácido metanoico e 2,4-pentanodiol.
- E Metilpropanal, metanal e 2,4-pentanodiona.

105 Unifesp A identificação dos produtos formados na ozonólise (seguida de hidrólise na presença de zinco) de um alceno permite identificar a estrutura do composto original, pois sabe-se que:

- carbono primário ou secundário da dupla ligação produz aldeído;
- carbono terciário produz cetona.

Um alceno forneceu como produto desse tratamento apenas propanona como produto final. Este composto deve ser o:

- A hexeno-3. D 2-metilbut-2-eno.
- B 2-metilpent-1-eno. E 2,3-dimetilbut-2-eno.
- C 2-metilpent-2-eno.

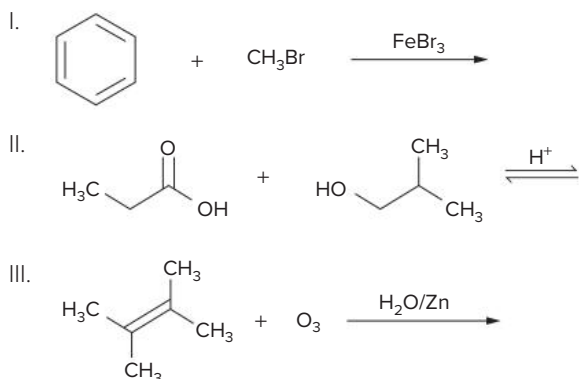
106 UFMG A ozonólise e posterior hidrólise, em presença de zinco do 3-etil-2-metilpent-2-eno, produz:

- A cetona e aldeído.
- B cetona, aldeído e álcool.
- C somente cetonas.
- D aldeído e álcool.
- E cetona, aldeído e ácido carboxílico.

- 107 UEPG 2018** Na reação de ozonólise seguida de hidrólise, os alcenos são convertidos em aldeídos e/ou cetonas. Sobre o assunto, assinale o que for correto.
- 01 O 2-buteno será transformado em duas moléculas de etanal
- 02 O 2,3 dimetil-2 buteno será transformado em duas moléculas de propanona.
- 04 O 2 metil-2 penteno será transformado em propanona e propanal.
- 08 O 2-penteno será transformado em propanal e etanal.

Soma:

- 108 Mackenzie 2016** Em condições apropriadas, são realizadas as três reações orgânicas, representadas a seguir.

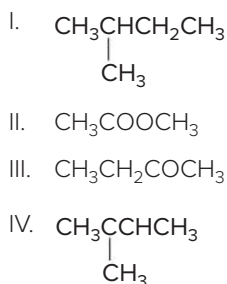


Assim, os produtos orgânicos obtidos em I, II e III, são respectivamente,

- A bromobenzeno, propanoato de isopropila e acetona.
- B tolueno, propanoato de isobutila e propanona.
- C metilbenzeno, butanoato de isobutila e etanal
- D metilbenzeno, isobutanoato de propila e propanal.
- E bromobenzeno, butanoato de propila e propanona.

- 109 Uece 2016** Atualmente são conhecidas milhares de reações químicas que envolvem compostos orgânicos. Muitas dessas reações são genéricas, isto é, ocorrem com um grande número de funções.

Atente aos seguintes compostos:

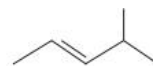


Considerando as reações dos compostos orgânicos apresentadas, assinale a afirmação verdadeira

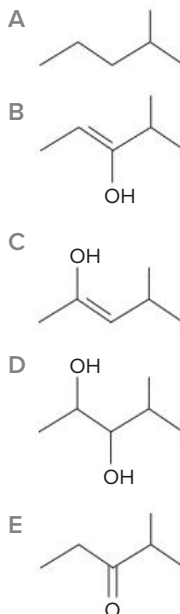
- A Há possibilidade de obter cinco diferentes substâncias monocloradas a partir de I.
- B A oxidação do álcool, obtido a partir da hidrólise de II, leva à formação do metanal.

- C A substância III, em condições brandas, pode ser oxidada por uma solução neutra de KMnO_4 .
- D Na oxidação enérgica, feita a quente com o composto IV, ocorre a formação de aldeído e ácido carboxílico.

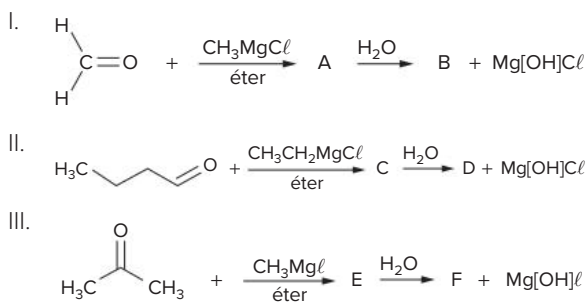
- 110 PUC-Rio 2013** Considere a substância a seguir sofrendo oxidação na presença de uma solução diluída de permanganato de potássio (KMnO_4) em meio levemente alcalino.



Nestas condições, o produto orgânico da reação é:



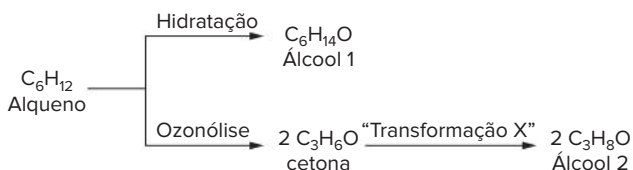
- 111 UEPG 2013** Considerando-se as equações químicas a seguir, assinale o que for **correto**.



- 01 Na reação (III), o composto F é o 2 butanol.
- 02 Na reação (II), o composto D é o 3 hexanol.
- 04 Na reação (I), o composto B é o etanol.
- 08 Todas as reações propostas produzem álcoois secundários.
- 16 O tratamento dos produtos B e D, obtidos nas reações (I) e (II), por KMnO_4 concentrado a quente, em meio ácido, forma ácidos carboxílicos.

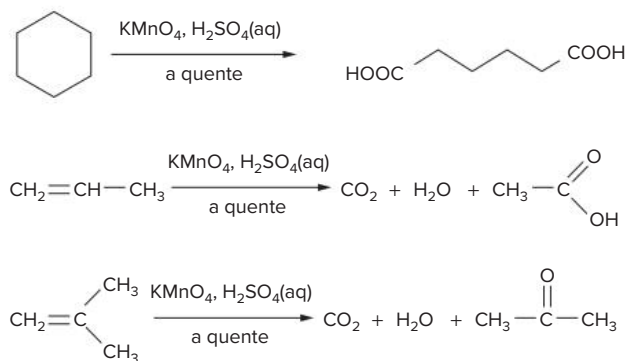
Soma:

112 UFPE 2012 Observe o esquema a seguir e analise os itens seguintes.



- O alqueno representado no esquema é o 3-hexeno.
- O álcool 1 é o 3 hexanol.
- A partir de 0,5 mol do alqueno representado, podemos obter 0,25 mol da cetona, considerando o rendimento da ozonólise igual a 100%
- A transformação X é uma redução.
- A cetona representada no esquema é mais volátil que a água.

113 PUC-SP Observe alguns exemplos de oxidações enérgicas de alcenos e cicloalcanos na presença de $KMnO_4$ em meio de ácido sulfúrico a quente.



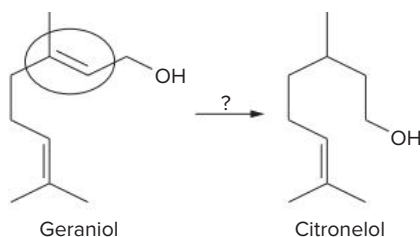
As amostras X, Y e Z são formadas por substâncias puras de fórmula C_5H_{10} . Utilizando-se $KMnO_4$ em meio de ácido sulfúrico a quente, foi realizada a oxidação enérgica de alíquotas de cada amostra. A substância X formou o ácido pentanodioico, a substância Y gerou o ácido acético e a propanona, enquanto que a substância Z produziu gás carbônico, água e ácido butanoico. As amostras X, Y e Z contêm, respectivamente,

- A ciclopentano, metilbut 2 eno e pent 1-eno.
- B pent 1 eno, pent 2 eno e 2 metilbut 1 eno.
- C ciclopentano, 2 metilbut 1 eno e metilbut 2 eno.
- D pent 2-eno, ciclopentano e pent 1-eno.
- E pentano, metilbutano e dimetilpropano

114 UFSM

A pitangueira, além de produzir o fruto saboroso, tem sido também usada tradicionalmente como planta medicinal. Ao chá das folhas da pitangueira são atribuídas atividades farmacológicas, tais como ser antidiarreico, diurético, adstringente, antifébril, estimulante e antirreumático (C. Simões et al., 1995).

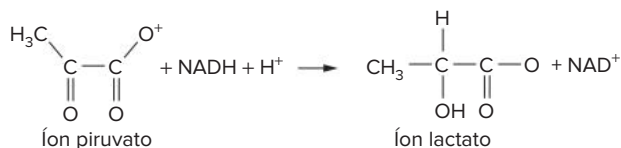
O óleo essencial dessas folhas é rico, entre outros, nos seguintes terpenos:



Ao se observar a estrutura molecular do geraniol, verifica-se que, através de reação da dupla ligação C=C alílica (circulada), pode-se obter o citronelol. Qual a classificação dessa reação e seu respectivo reagente?

- A Oxidação do substrato de carbono com $K_2Cr_2O_7 / H_2SO_4$.
- B Redução do substrato de carbono com H_2 / Pt .
- C Adição eletrofílica à dupla ligação de H_2O / H_3PO_4 .
- D Substituição eletrofílica com $H_2 / ZnCl_2$.
- E Rearranjo tautomérico em meio HCl .

115 UFSM A conversão do íon piruvato ao íon lactato ocorre em situações de grande esforço dos músculos. Essa transformação se dá com a ação do dinucleotídeo nicotinamida adenina (NADH), como mostra a equação química.



Considerando a equação, afirma-se que:

- I. os dois íons, piruvato e lactato, são carboxilatos.
- II. NADH funciona como agente redutor.
- III. o íon lactato possui carbono assimétrico.

Está(ão) **correta(s)**:

- A apenas I.
- B apenas I e II.
- C apenas II e III.
- D apenas III.
- E I, II e III.

116 UFPE Os recursos hídricos podem ser considerados sob três aspectos distintos: como elemento físico da natureza, como ambiente para a vida e como fator indispensável à vida na Terra.

A água usada no abastecimento de comunidades humanas requer padrões de qualidade. Assim, ela não deve apresentar sabor, odor e aparência desagradáveis, bem como não deve conter substâncias nocivas e microrganismos patogênicos.

O tratamento convencional para obtenção de água potável utiliza métodos tais como aeração, pré-cloração, carvão ativado e outros, a fim de remover substâncias que causam odor e sabor nos suprimentos públicos de água, decorrentes da atividade industrial, esgotos domésticos, gases dissolvidos, matéria mineral dissolvida e algas. Assim, nas águas com ferro (+2) e manganês (+2), formam-se óxidos amarronzados que

alteram a cor e sabor dessas águas, enquanto o gás sulfídrico (sulfeto de hidrogênio) lhes altera o sabor e o odor. Substâncias orgânicas, como, por exemplo, os compostos *2-trans-6-cis-nonadienal* e *3-cis-hexenal* produzidos por algas, em níveis muito baixos (nanograma/L), causam alterações no sabor e odor.

A obtenção de um álcool saturado, a partir do *3-cis-hexenal*, é possível através de uma reação de:

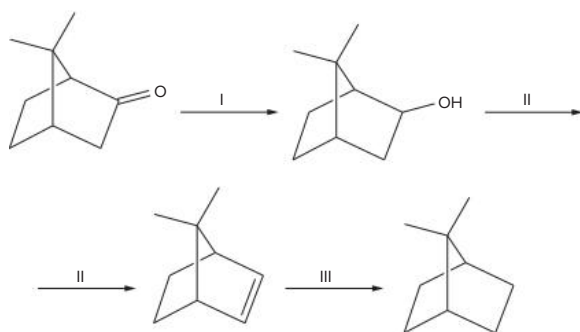
- A oxidação.
- B redução de carbonila.
- C hidrogenação.
- D esterificação.
- E substituição por halogênio.

117 UFPR 2019 O ácido etanoico, também conhecido como ácido acético, é responsável pelo cheiro e gosto ácido do vinagre. É usado na alimentação e na produção de plásticos, ésteres, acetatos de celulose e acetatos inorgânicos. O ácido acético é conhecido desde a Antiguidade, quando era obtido dos vinhos que azedavam. A reação química envolvida nesse processo está esquematizada a seguir:



- a) A que tipo de reação química pertence a transformação mostrada?
- b) Forneça a estrutura química do ácido acético em grafia de bastão
- c) Qual a substância orgânica empregada como reagente dessa reação?

118 UFC A cânfora é uma cetona que possui um odor penetrante característico. É aplicada topicamente na pele como antisséptica e anestésica, sendo um dos componentes do unguento Vick Vaporub. Na sequência a seguir, a cânfora sofre transformações químicas em três etapas reacionais (I, II e III).



De acordo com essa sequência reacional, é **correto** classificar as etapas reacionais I, II e III como sendo, respectivamente:

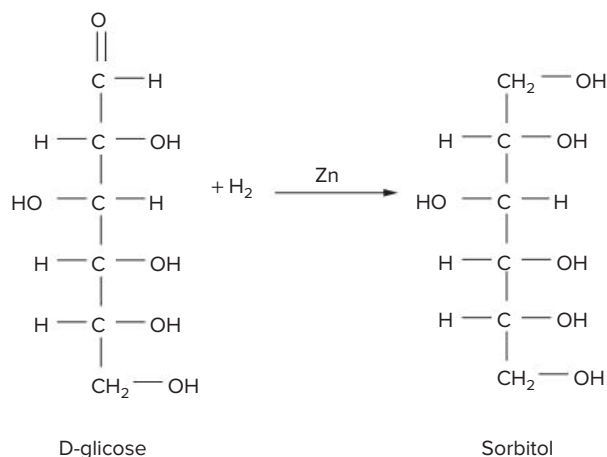
- A oxidação, eliminação, substituição.
- B redução, substituição, eliminação.
- C redução, eliminação, adição.
- D oxidação, adição, substituição.
- E oxidação, substituição, adição.

119 PUC-PR O etanol pode ser obtido pela fermentação e posterior destilação do caldo-de-cana. Na indústria, outras reações são utilizadas para a produção de álcoois.

Assim, a única reação que não produz álcool é a:

- A combustão de alcanos.
- B hidrólise de ésteres.
- C redução de aldeídos e cetonas.
- D hidratação de alcenos.
- E reação de aldeídos e cetonas com R-MgX.

120 PUC-RS A D-glicose, na presença de uma enzima, ou gás hidrogênio com catalisador metálico, sofre reação, produzindo o sorbitol. Concentrações elevadas de glicose intracelular podem produzir um aumento significativo na quantidade de sorbitol, o qual, por ser mais hidrofílico, permanece dentro da célula e acumula-se, provocando efeitos osmóticos e edema celular devido à retenção de água. Essa reação pode ser representada pela equação:



Com relação à equação, a afirmativa **correta** é:

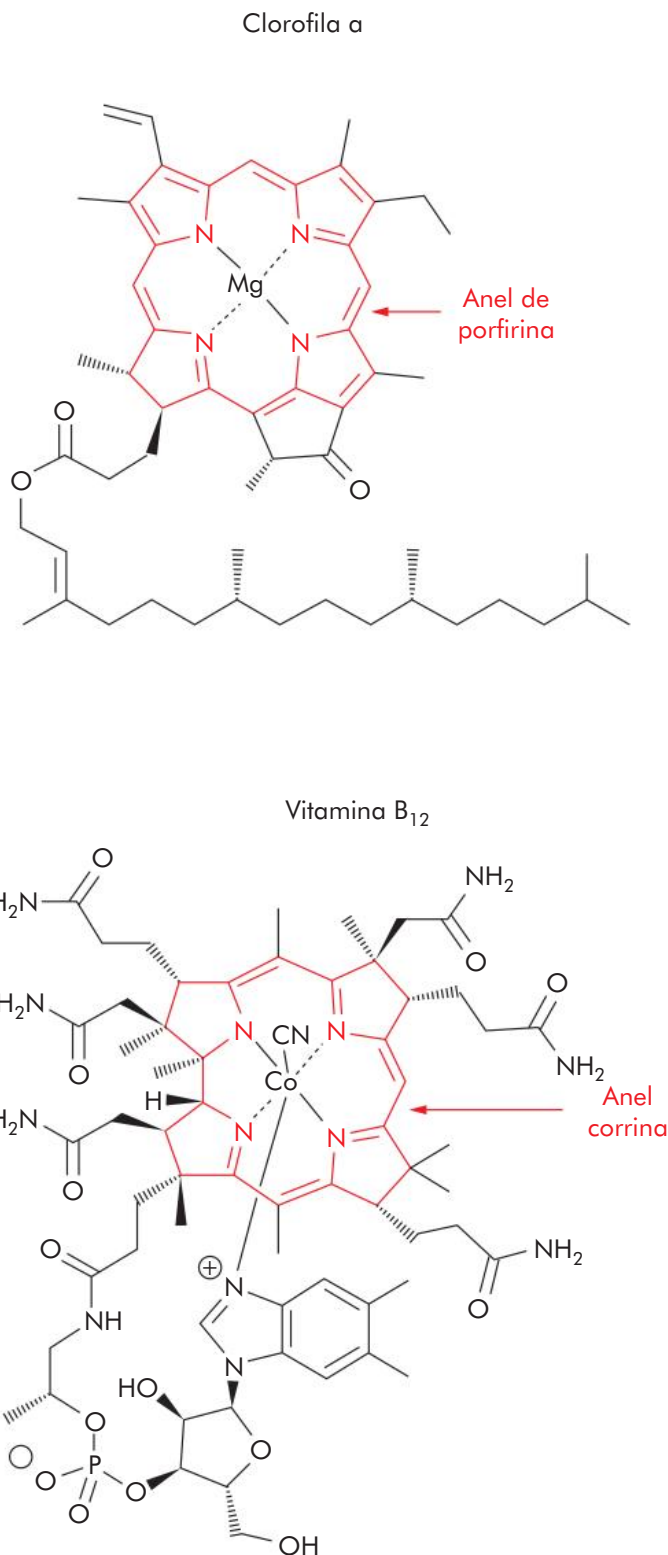
- A O grupo aldeídico é oxidado a álcool primário.
- B O grupo cetona é reduzido a álcool primário.
- C A D-glicose e o sorbitol formam um par de isômeros de função.
- D A D-glicose é a substância oxidante e o H₂ é o redutor.
- E A massa molar da D-glicose é maior do que a massa molar do sorbitol.

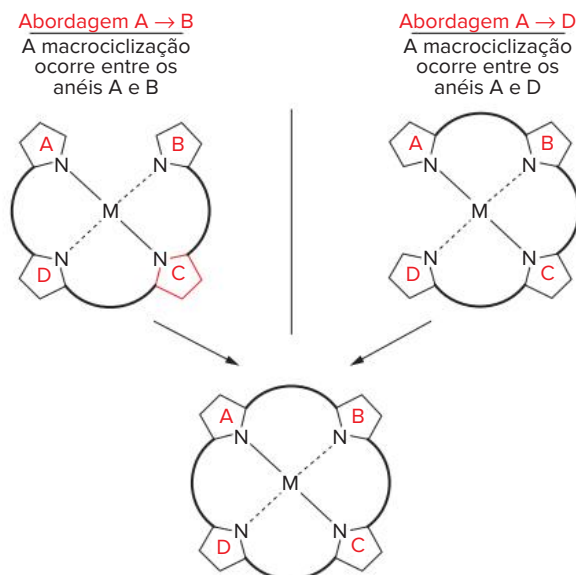
A síntese completa da vitamina B₁₂

A história da vitamina B₁₂ começou quando os médicos reconheceram que a anemia, uma doença fatal causada por uma baixa concentração de células vermelhas do sangue, podia frequentemente ser tratada eficazmente alimentando-se o paciente com fígado. Esta descoberta provocou uma corrida para extrair as substâncias no fígado e isolar a vitamina capaz de tratar algumas formas de anemia. Em 1947, a vitamina B₁₂ foi isolada e purificada, por Ed Rickes (um cientista trabalhando na empresa química Merck), na forma de cristais de cor vermelho-profundo. Os esforços se concentraram então na determinação da estrutura. Algumas características estruturais foram inicialmente elucidadas, mas a estrutura completa foi determinada por Dorothy Crowfoot Hodgkin (Oxford University, Inglaterra), utilizando cristalografia de raios X. Ela encontrou que a estrutura da vitamina B₁₂ é construída sobre um anel corrina, que é semelhante ao anel de porfirina presente na clorofila, o pigmento verde que as plantas usam para a fotossíntese (veja a figura presente neste box).

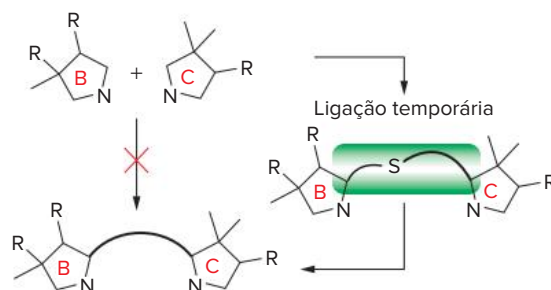
O anel corrina da vitamina B₁₂ é também constituído por quatro heterociclos (anéis contendo um heteroátomo, tal como o nitrogênio), unidos entre si em um macrociclo. Entretanto, o anel corrina da vitamina B₁₂ é construído em torno de um átomo de cobalto central em vez de o magnésio da clorofila, e a vitamina B₁₂ contém muito mais centros de quiralidade do que a clorofila. A determinação desta estrutura complexa expandiu os limites da cristalografia de raios X, que até então não havia sido utilizada para elucidar uma estrutura tão complexa. Hodgkin foi uma pioneira no campo da cristalografia de raios X e identificou as estruturas de muitas e importantes substâncias bioquímicas. Por seus esforços, ela foi premiada com o Prêmio Nobel de Química, em 1964.

Com a estrutura da vitamina B₁₂ elucidada, o palco estava montado para a sua síntese completa. Nessa época, a complexidade da vitamina B₁₂ representava o maior desafio para os químicos orgânicos sintéticos, e um par de talentosos químicos orgânicos sintéticos achou esse desafio irresistível. Robert B. Woodward (Harvard University, EUA) já era o principal personagem no campo da síntese em química orgânica, com suas sínteses completas bem-sucedidas de muitos e importantes produtos naturais, incluindo quinino (usado no tratamento de malária), colesterol e cortisona [...], estricnina (veneno), reserpina (um tranquilizante) e clorofila. Com essas conquistas impressionantes em seu currículo, Woodward ansiosamente abraçou o desafio da vitamina B₁₂. Ele começou a trabalhar nos métodos para a construção do anel corrina, bem como da estereoquimicamente exigente cadeia lateral. Enquanto isso, Albert Eschenmoser (na ETH em Zurique, Suíça) também estava trabalhando em uma síntese da vitamina B₁₂. Entretanto, os dois pesquisadores estavam desenvolvendo diferentes estratégias para a construção do anel corrina. A rota A → B de Woodward envolvia a formação do macrociclo entre os anéis A e B, enquanto a rota A → D de Eschenmoser envolvia a formação do macrociclo entre os anéis A e D:





Durante o desenvolvimento de cada um dos caminhos reacionais, surgiram obstáculos inesperados que exigiram o desenvolvimento de novas estratégias e técnicas. Por exemplo, Eschenmoser tinha demonstrado com sucesso um método para o acoplamento de heterociclos, permitindo a construção de um sistema corrina simples (sem os grandes grupos laterais volumosos encontrados na vitamina B₁₂), no entanto, esta abordagem falhou para acoplar os heterociclos que precisavam ser unidos para formar o anel corrina da vitamina B₁₂. Esta falha foi atribuída ao impedimento estérico dos substituintes em cada heterociclo. Para contornar o problema, Eschenmoser desenvolveu um método engenhoso através do qual ele uniu dois anéis em conjunto com uma ponte provisória de enxofre. Ao fazer isso, o processo tornou-se um processo de acoplamento *intramolecular*, em vez de um processo intermolecular.



KLEIN, David. *Química Orgânica*. Trad. Oswaldo Esteves Barcia, Leandro Soter de Mariz Miranda e Edilson Clemente Silva. 2. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2016. v. 1. p. 556-7.

A ponte de enxofre foi prontamente eliminada durante o processo de acoplamento, e o processo global se tornou conhecido como “contração de sulfeto”. Este é apenas um exemplo das soluções criativas que os químicos sintéticos têm de desenvolver quando uma rota de síntese planejada falha. Uma série de obstáculos ainda teve que ser enfrentada por Woodward e Eschenmoser, e uma parceria foi feita em 1965 para enfrentar o problema juntos. Na verdade, esse foi o mesmo ano em que Woodward foi agraciado com o Prêmio Nobel de Química por suas contribuições para o campo da química orgânica sintética.

Woodward e Eschenmoser continuaram a trabalhar juntos por mais sete anos, muitas vezes passando um ano inteiro otimizando as condições para uma etapa individual. O esforço intenso, que envolveu cerca de 100 alunos de pós-graduação que trabalharam por uma década, acabaria por ser recompensado. A equipe de Woodward completou a montagem da cadeia lateral estereoquimicamente exigente, e os dois grupos combinaram alguns dos melhores métodos e práticas desenvolvidos durante estudos destinados à construção do sistema corrina. As peças foram finalmente unidas entre si, e a síntese foi completada para produzir a vitamina B₁₂, em 1972. Este marco representa uma das maiores conquistas da história da química orgânica sintética, e demonstrou que os químicos orgânicos podiam produzir uma substância, independentemente da complexidade, desde que tivessem tempo suficiente.

Durante sua jornada em direção à síntese completa da vitamina B₁₂, Woodward encontrou uma classe de reações que eram conhecidas por ocorrerem com resultados estereoquímicos inexplicáveis. Junto com seu colega Roald Hoffmann, ele desenvolveu uma teoria e um conjunto de regras que conseguiam explicar os resultados estereoquímicos de toda uma área da química orgânica chamada reações pericíclicas. [...]

A história da vitamina B₁₂ é um maravilhoso exemplo de como a química orgânica avança. Durante a síntese completa de uma substância estruturalmente complexa, existe inevitavelmente um ponto em que a rota planejada falha, requerendo um método criativo para contornar o obstáculo. Desse modo, novas ideias e técnicas estão constantemente sendo desenvolvidas. Nas décadas seguintes, desde a síntese completa da vitamina B₁₂, milhares de alvos sintéticos, a maioria deles farmacêuticos, foram atingidos. Novas técnicas, reagentes e princípios constantemente surgem a partir desses empreendimentos. Com o tempo, os alvos sintéticos estão ficando mais e mais complexos, e os principais pesquisadores no campo da química orgânica estão constantemente expandindo os limites da química orgânica sintética, que continua a evoluir diariamente.

Tipos de ruptura das ligações

Existem basicamente dois tipos de ruptura ou cisão de uma ligação covalente: a cisão homolítica e a cisão heterolítica.

- **Cisão homolítica:** quando uma ligação covalente quebra de forma homogênea, ou seja, cada átomo fica com um elétron da ligação. Esse tipo de cisão dá origem a reagentes chamados radicais livres, pois apresentam número ímpar de elétrons em sua camada de valência.



Cisão homolítica de uma ligação covalente.

- **Cisão heterolítica:** quando uma ligação covalente quebra de forma heterogênea, ou seja, um dos átomos fica com o par de elétrons da ligação. Esse tipo de cisão dá origem a dois reagentes distintos, o cátion (A^+), chamado **eletrófilo**, e o ânion (B^-), chamado **nucleófilo**.



Cisão heterolítica de uma ligação covalente.

Reações de substituição

- **Reação de halogenação em alcanos**

Regra geral:

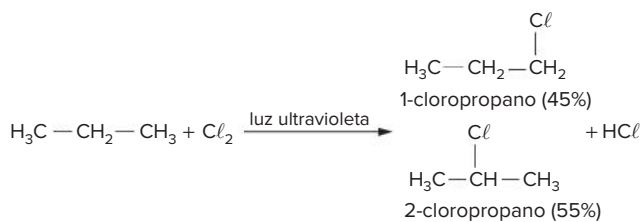
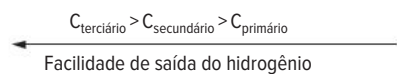


Esquema geral de halogenação de um alcano.



Monocloração do metano.

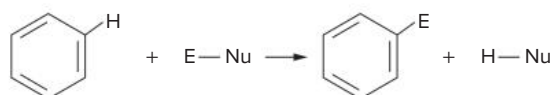
A velocidade relativa de substituição de hidrogênio obedece ao seguinte critério:



Monocloração do propano.

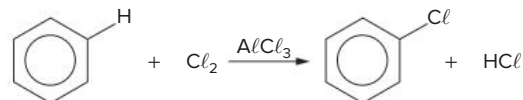
- **Reação de substituição em aromáticos**

Regra geral:

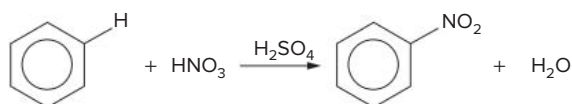


Reação genérica de substituição aromática eletrofílica.

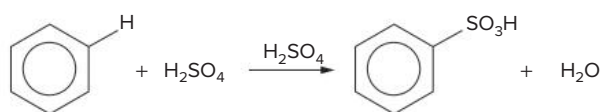
- **Halogenação (reação com Cl_2 , Br_2 ou I_2)**



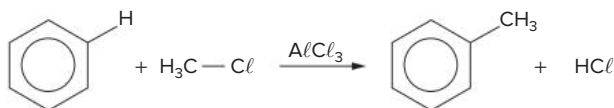
- **Nitração (reação com HNO_3)**



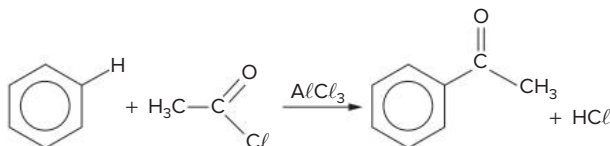
- **Sulfanação (reação com H_2SO_4)**



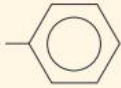
- **Alquilação de Friedel-Crafts (reação com $R-X$)**



- **Acilação de Friedel-Crafts (reação com $RCOCl$)**



- **Grupos *orto* e *para* dirigentes**

Amina	$-NH_2$, $NH-R$, $\begin{array}{c} R-N-R \\ \\ R \end{array}$
Hidróxi	OH
Grupos alquila	CH_3 , CH_2-CH_3 , ...
Grupos arila	
Halogênios	$-Cl$, $-Br$, $-I$
Alcóxi	$-O-R$

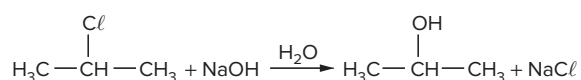
Principais grupos *orto* e *para* dirigentes.

• Grupos *meta* dirigentes

Nitro	-NO ₂
Sulfônico	-SO ₃ H
Carboxila	-COOH
Aldeído	-CHO
Carbonila	CO-
Nitrila	-CN
Éster	-COOR

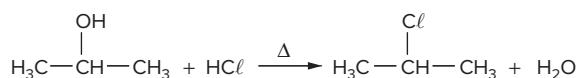
Principais grupos *meta* dirigentes.

• Substituição do halogênio em haletos orgânicos

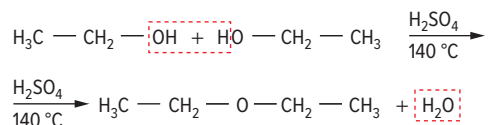


Substituição do cloro por uma hidroxila

• Substituição da hidroxila em álcoois



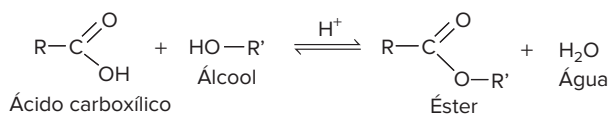
Substituição da hidroxila pelo cloro.



Desidratação intermolecular do etanol.

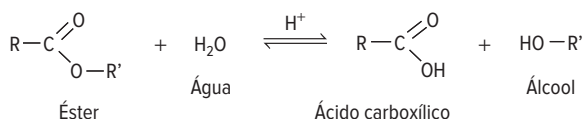
• Substituição em grupos acila

Reação de esterificação



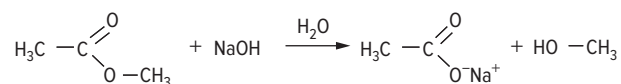
Esterificação de Fischer.

• Hidrólise do éster catalisada por ácidos



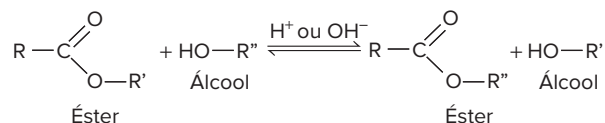
Hidrólise ácida do éster.

• Hidrólise básica do éster



Hidrólise básica do etanoato de metila.

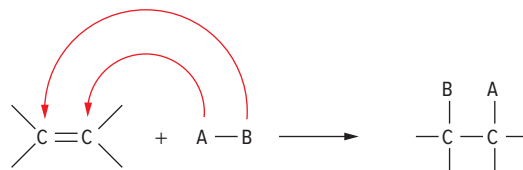
• Transesterificação (alcoólise)



Reação de transesterificação.

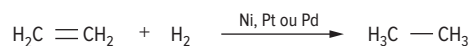
Reações de adição

Regra geral:

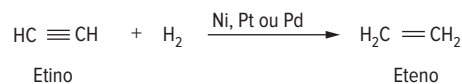


Reação de adição genérica.

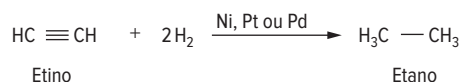
• Hidrogenação catalítica



Hidrogenação de um eteno.

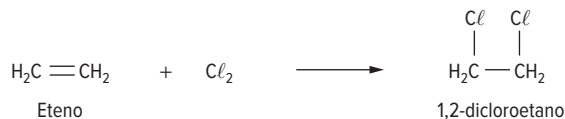


Hidrogenação parcial do etino.



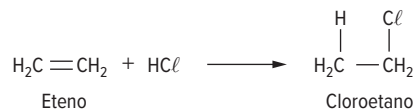
Hidrogenação total do etino.

• Halogenação



Adição de cloro no eteno.

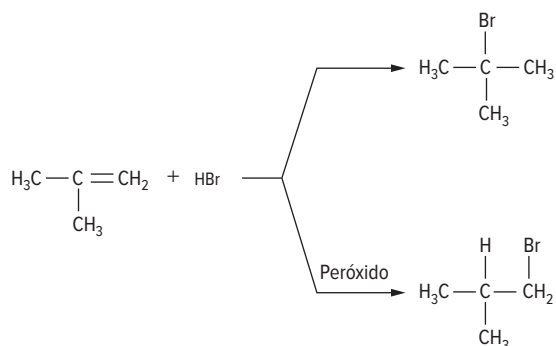
• Adição de halogenidreto (HX)



Adição do HCl no eteno.

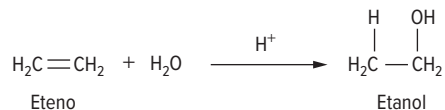
Regra de Markovnikov: na adição de HX a um alceno, o hidrogênio é adicionado ao carbono mais hidrogenado da ligação dupla.

Regra de antiMarkovnikov: na adição de HBr na presença de peróxido, o hidrogênio é adicionado ao carbono menos hidrogenado da ligação dupla.



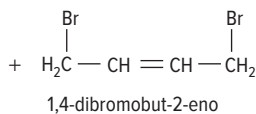
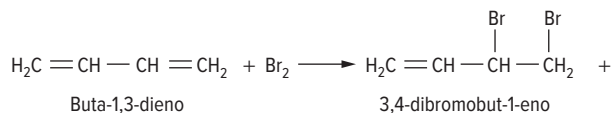
Doas possibilidades de adição de HBr no propeno.

Hidratação



Hidratação do eteno.

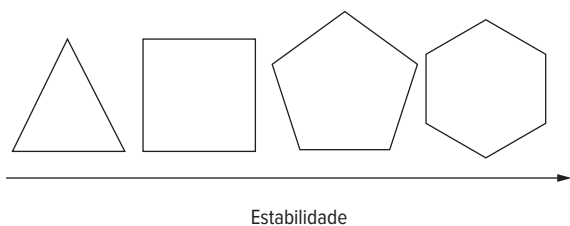
Adição em alcadienos conjugados



Adição de bromo no buta-1,3-dieno.

Adição versus substituição em ciclanos

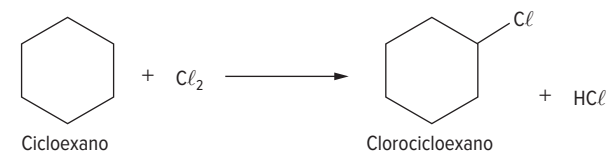
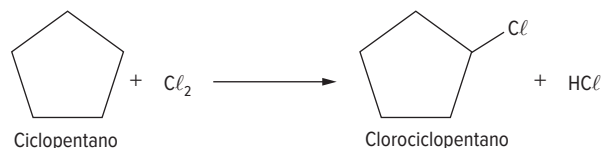
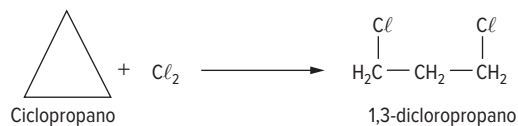
Teoria das tensões de Baeyer



Estabilidade crescente dos ciclanos.

Halogenação

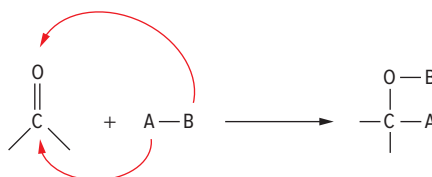
Quando a tensão diminui, a reação de adição dá lugar à reação de substituição.



Halogenação de ciclanos.

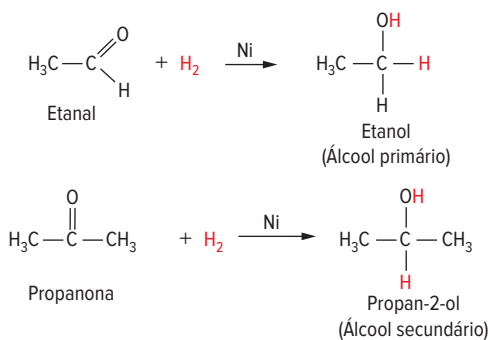
Adição em carbonilas (ligação pi entre carbono e oxigênio)

Regra geral:



Adição em carbonila.

Hidrogenação de carbonilas

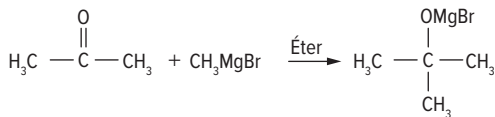


Hidrogenação do etanal e da propanona.

Adição de reagente de Grignard (RMgX)

- Ocorre em aldeídos e cetonas.
- Forma álcool.

1ª Etapa

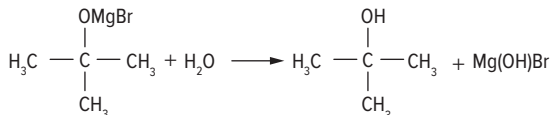


Propanona

Brometo de metilmagnésio

Brometo de *t*-butoximagnésio

2ª Etapa

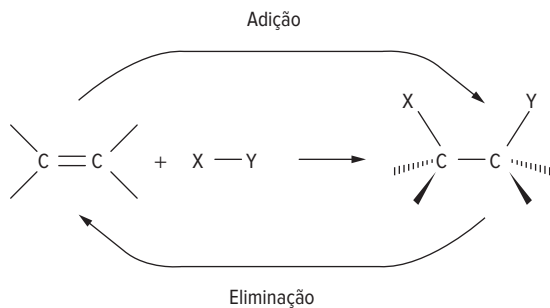


Brometo de *t*-butoximagnésio

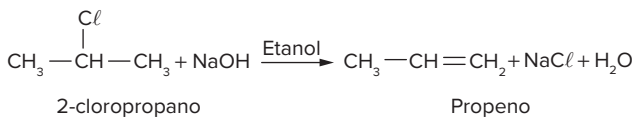
Álcool *t*-butílico

Adição de um reagente de Grignard na propanona.

Reações de eliminação

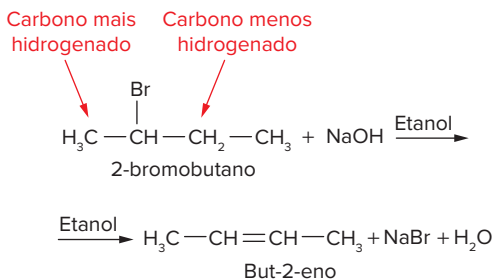


Eliminação de HX



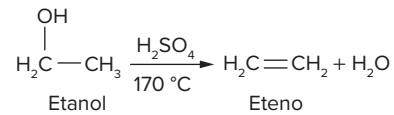
Eliminação do HCl do 2-cloropropano.

Regra de Zaitsev: na eliminação de HX, o carbono que perde o hidrogênio é o carbono menos hidrogenado.



Eliminação de HBr do 2-bromobutano.

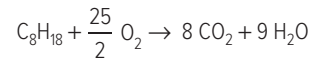
- Desidratação intramolecular de álcoois



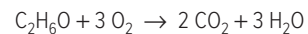
Desidratação intramolecular do etanol.

Reações de oxidação de compostos orgânicos

Reações de combustão



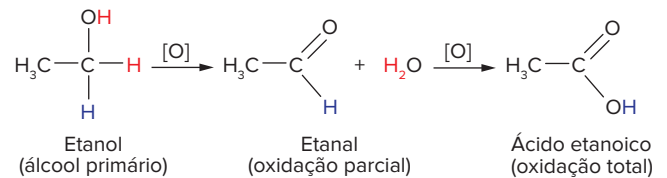
Combustão completa do octano.



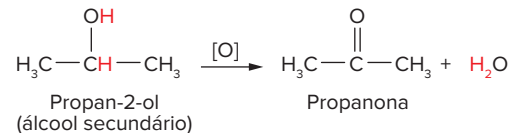
Combustão completa do etanol.

Reação de oxidação de álcool

- Agentes oxidantes: $\text{KMnO}_4/\text{H}_2\text{SO}_4$ ou $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}_2\text{SO}_4$.
- Álcool primário forma aldeído na oxidação parcial e ácido carboxílico na oxidação total.
- Álcool secundário forma cetona.
- Álcool terciário não oxida.



Oxidação do etanol.

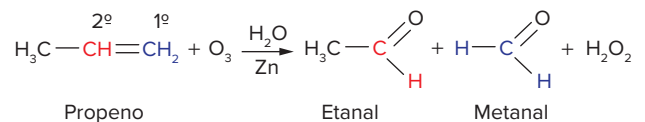


Oxidação do propano-2-ol.

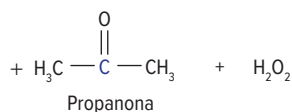
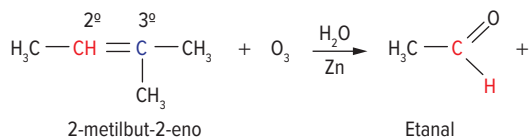
- Oxidação de ligação pi (π) entre carbonos

Ozonólise de alcenos

- Carbonos primário e secundário da ligação dupla formam aldeídos.
- Carbono terciário da ligação dupla forma cetona.



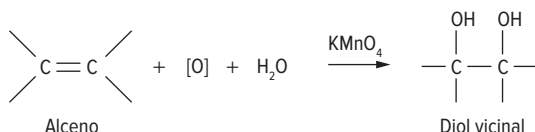
Ozonólise do propeno.



Ozonólise do 2-metilbut-2-eno.

Oxidação branda de ligação dupla

- Agente oxidante: KMnO_4 em solução diluída levemente básica ou neutra e em baixas temperaturas.
- Forma sempre diol vicinal.



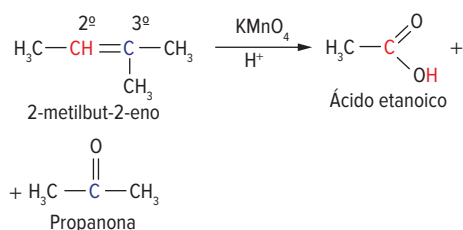
Oxidação branda de um alceno.

Oxidação energética de ligação dupla

- Agentes oxidantes: $\text{KMnO}_4/\text{H}_2\text{SO}_4$ ou $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}_2\text{SO}_4$.
- Carbono primário da ligação dupla forma CO_2 e H_2O .
- Carbono secundário da ligação dupla forma ácido carboxílico.
- Carbono terciário da ligação dupla forma cetona.



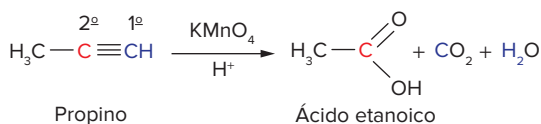
Oxidação energética do propeno.



Oxidação energética do 2-metilbut-2-eno

Oxidação energética de ligação tripla

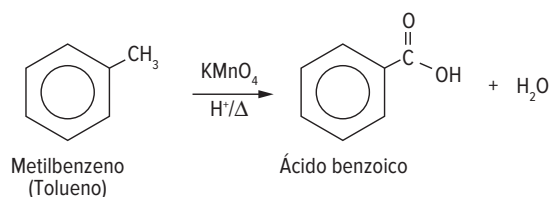
- Agentes oxidantes: $\text{KMnO}_4/\text{H}_2\text{SO}_4$ ou $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}_2\text{SO}_4$.
- O produto formado será um ácido carboxílico, se o carbono da ligação tripla for secundário, ou CO_2 e H_2O , se o carbono da ligação tripla for primário.



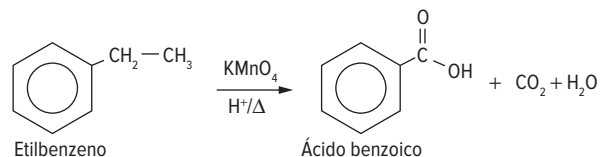
Oxidação energética do propino.

Oxidação de alquilbenzenos

- O carbono ligado diretamente no anel aromático sofre oxidação, formando uma carboxila, e os demais carbonos da cadeia lateral (quando houver) sofrem decomposição, formando CO_2 e H_2O .



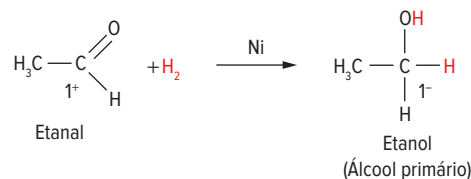
Oxidação do metilbenzeno (tolueno).



Oxidação do etilbenzeno.

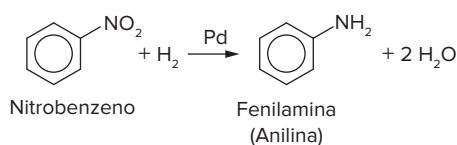
Reação de redução de carbonilas

Regra geral:

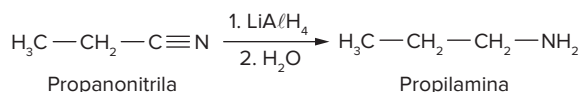


Redução do etanal.

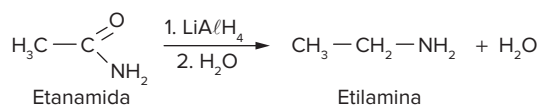
- Reação de redução de compostos nitrogenados



Redução do nitrobenzeno.



Redução do propanonitrila.



Redução da etanamida.



Livro

- MENDES, P. A. S. *Sustentabilidade na produção e uso do biodiesel*. Curitiba: Editora Appris, 2015.



Sites

- Transesterificação (*Biodiesel*).
Agência Embrapa de Informação Tecnológica
Disponível em: <<http://www.agencia.cnptia.embrapa.br/gestor/agroenergia/arvore/CONT000fj0847od02wyiv802hvm3juldruvi.html>>.
- A reação de transesterificação, algumas aplicações e obtenção de *biodiesel*.
Disponível em: <http://qnint.sbgq.org.br/qni/popup_visualizarConceito.php?idConceito=66&semFrame=1>.

Exercícios complementares

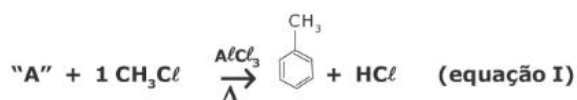
1 UFG 2013 Hidrocarbonetos alifáticos saturados podem sofrer reações de halogenação. Considerando-se o hidrocarboneto de fórmula molecular C_8H_{18} , determine:

- a fórmula molecular plana do isômero que fornece apenas um haleto quando sofre uma monoalogenação;
- a massa molar quando esse hidrocarboneto sofre halogenação total. Considere como halogênio o átomo de cloro.

2 EsPCEX 2020 Muitas sínteses químicas são baseadas em reações orgânicas que, dependendo dos reagentes e dos catalisadores, podem gerar uma infinidade de produtos.

Uma relevante questão em sínteses orgânicas está no fato de que, quando se efetuam substituições em anéis aromáticos que já contêm um grupo substituinte, verifica-se experimentalmente que a posição do segundo grupo substituinte depende da estrutura do primeiro grupo, ou seja, o primeiro ligante do anel determinará a posição preferencial do segundo grupo substituinte. Esse fenômeno denominado *dirigência* ocasionará a formação preferencial de alguns compostos, com relação a outros isômeros. Usa-se comumente as nomenclaturas *orto* (posições 1 e 2 dos grupos substituintes no anel aromático), *meta* (posições 1 e 3) e *para* (posições 1 e 4) em compostos aromáticos para a indicação das posições dos grupos substituintes no anel aromático.

A reação expressa na equação I demonstra a síntese orgânica alquilação de compostos aromáticos, denominada de alquilação de Friedel-Crafts.

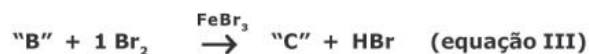


Na alquilação aromática, ocorre a ligação de grupos alquil (estrutura carbônica como os grupos CH_3) à estrutura de anéis aromáticos, pela substituição de um hidrogênio do anel. O catalisador mais comum nesse processo é o cloreto de alumínio (AlCl_3).

A reação expressa na equação II é a mononitração de aromáticos e demonstra uma nitração, em que apenas um grupo nitro é adicionado à estrutura orgânica, pela substituição de um hidrogênio do anel. Usa o reagente ácido nítrico (HNO_3) e o catalisador ácido sulfúrico (H_2SO_4).



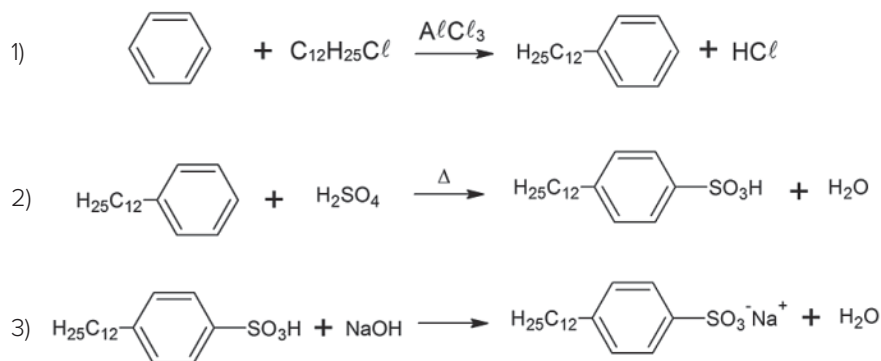
A reação expressa na equação III é a de haletos orgânicos com compostos aromáticos monossustituídos e mostra outro processo químico denominado halogenação, no qual um átomo de halogênio é adicionado à estrutura orgânica, pela substituição de um hidrogênio do anel. Esse processo pode ser catalisado pelo FeBr_3 .



A alternativa que apresenta respectivamente o nome (aceito pela IUPAC) correto das substâncias "A", "B" e o composto "C" é

- tolueno, ortonitrobenzeno e *orto*-bromonitrotolueno.
- benzeno, (mono)nitrotolueno e 1,2-dibromobenzeno.
- tolueno, (mono)nitrobenzeno e 1,2-dibromonitrobenzeno.
- benzeno, (mono)nitrobenzeno e *meta*-bromonitrobenzeno.
- benzeno, (mono)nitrobenzeno e *para*-bromonitrotolueno.

3 Mackenzie 2018 Os detergentes são substâncias orgânicas sintéticas que possuem como principal característica a capacidade de promover limpeza por meio de sua ação emulsificante, isto é, a capacidade de promover a dissolução de uma substância. Abaixo, estão representadas uma série de equações de reações químicas, envolvidas nas diversas etapas de síntese de um detergente, a partir do benzeno, realizadas em condições ideais de reação.



A respeito das equações acima, são feitas as seguintes afirmações:

- I. A equação 1 representa uma alquilação de Friedel-Crafts.
- II. A equação 2 é uma reação de substituição, que produz um ácido meta substituído.
- III. A equação 3 trata-se de uma reação de neutralização com a formação de uma substância orgânica de característica anfipática.

Sendo assim,

- A apenas a afirmação I está correta.
- B apenas a afirmação II está correta.
- C apenas a afirmação III está correta.
- D apenas as afirmações I e III estão corretas.
- E todas as afirmações estão corretas.

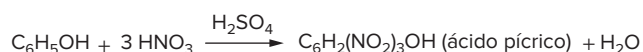
4 UFPR 2020 O fogo causado pela queima de óleo de cozinha ou gordura é bem mais difícil de se apagar do que o de outros líquidos inflamáveis, o que demandou a criação dos extintores classe K. Tais extintores são preenchidos com uma solução alcalina que causa a saponificação do óleo ou gordura, produzindo uma espuma que abafa a chama. No quadro abaixo, são listadas as propriedades de cinco substâncias.

Substância	Fórmula	Solubilidade / g L ⁻¹	Temp. Fusão / °C
Álcool etílico	CH ₃ CH ₂ OH	miscível	-114
Ácido acético	CH ₃ CO ₂ H	miscível	17
Acetato de etila	CH ₃ CO ₂ CH ₂ CH ₃	83	-84
Cloreto de potássio	KCl	330	773
Acetato de potássio	CH ₃ CO ₂ K	2560	292

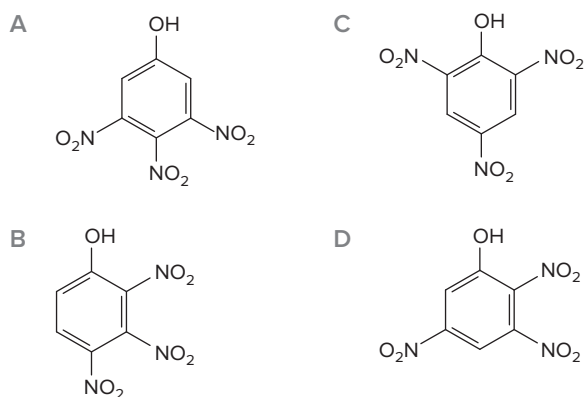
Qual das substâncias acima é a adequada para se preparar a solução de preenchimento desse tipo de extintor?

- A Álcool etílico.
- B Ácido acético.
- C Acetato de etila.
- D Cloreto de potássio.
- E Acetato de potássio.

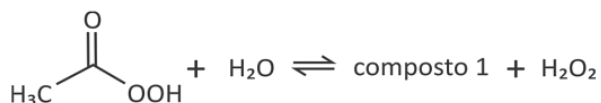
5 UFRN Tiago, ao queimar a mão fazendo café, aplicou, na região afetada, uma pomada de cor amarela intensa à base de ácido pícrico. Por curiosidade, o rapaz procurou conhecer um pouco mais sobre essa substância medicamentosa. Em uma enciclopédia, encontrou que o ácido pícrico é um derivado fenólico trissubstituído obtido a partir da reação de fenol (C₆H₅OH) com o ácido nítrico (HNO₃), em presença de ácido sulfúrico (H₂SO₄) concentrado, cuja reação de obtenção estava expressa pela equação química a seguir.



Considerando o efeito de orientação dos grupos hidroxila (-OH) e nitro (-NO₂) sobre o anel aromático na reação de nitração total, pode-se afirmar que, entre os isômeros abaixo, a fórmula estrutural **correta** do ácido pícrico é:



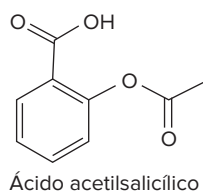
- 6 **Fuvest 2018** Uma das substâncias utilizadas em desinfetantes comerciais é o perácido de fórmula CH₃CO₃H. A formulação de um dado desinfetante encontrado no comércio consiste em uma solução aquosa na qual existem espécies químicas em equilíbrio, como representado a seguir. (Nessa representação, a fórmula do composto 1 não é apresentada.)



Ao abrir um frasco desse desinfetante comercial, é possível sentir o odor característico de um produto de uso doméstico. Esse odor é de

- A amônia, presente em produtos de limpeza, como limpa-vidros.
 B álcool comercial, ou etanol, usado em limpeza doméstica.
 C acetato de etila, ou etanoato de etila, presente em removedores de esmalte.
 D cloro, presente em produtos alvejantes.
 E ácido acético, ou ácido etanoico, presente no vinagre.

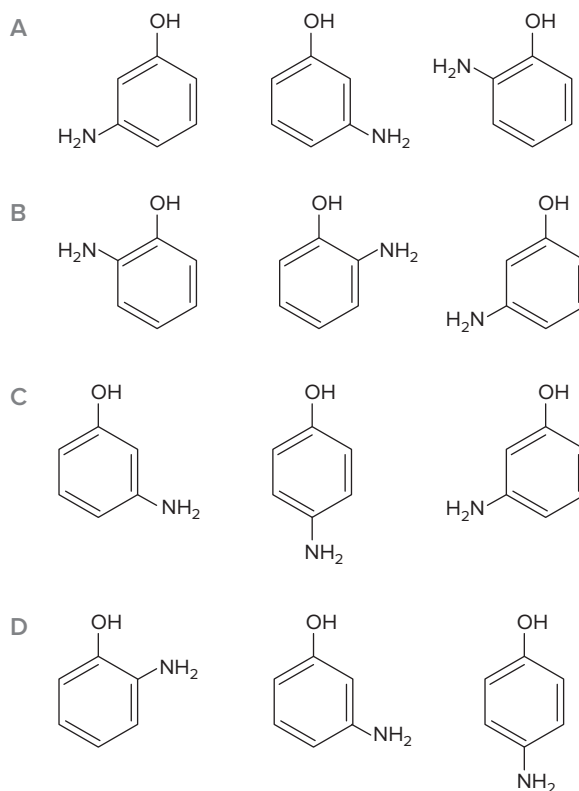
- 7 **Enem PPL 2018** O ácido acetilsalicílico é um analgésico que pode ser obtido pela reação de esterificação do ácido salicílico. Quando armazenado em condições de elevadas temperaturas e umidade, ocorrem mudanças físicas e químicas em sua estrutura, gerando um odor característico. A figura representa a fórmula estrutural do ácido acetilsalicílico.



Esse odor é provocado pela liberação de

- A etanol. D etanoato de etila.
 B etanal. E benzoato de etila.
 C ácido etanoico.

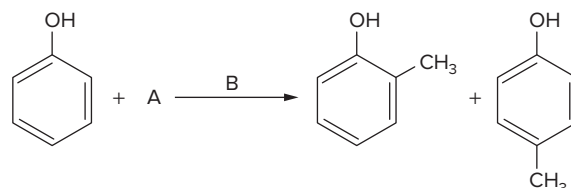
- 8 **Uerj 2013** Aminofenóis são compostos formados pela substituição de um ou mais átomos de hidrogênio ligados aos carbonos do fenol por grupamentos NH₂. Com a substituição de apenas um átomo de hidrogênio, são formados três aminofenóis distintos. As fórmulas estruturais desses compostos estão representadas em:



- 9 **UFJF 2017** Existe uma nítida diferença de sabor dos peixes provenientes de água doce quando comparados aos peixes de água salgada. Esta diferença de sabor, marinado ou iodado dos peixes de água salgada, especialmente os criados em ambientes marinhos, se dá devido à presença dos compostos aromáticos 2-bromofenol e o 4-bromofenol presentes na dieta.

Disponível em: <http://quimicanova.sbgq.org.br/detalhe_artigo.asp?id=1732>
 Acesso em: 26 out. 2016.

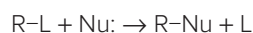
- a) Escreva a equação química para a formação do 2-bromofenol e do 4-bromofenol a partir do fenol e Br₂, na presença de FeBr₃.
 b) O fenol é matéria-prima para a produção de outros fenóis usados como antissépticos, fungicidas e desinfetantes. Complete a sequência de reações que mostra a produção de 2-metilfenol e 4-metilfenol, indicando as substâncias A e B. Discuta a função de B na reação.



c) O fenol também pode ser usado na produção do 4-nitrofenol. Este composto pode ser usado como indicador de pH, pois ele é amarelo em pH acima de 7 e incolor em pH abaixo de 6. Qual a cor do indicador na presença da água dos reservatórios 1 e 2 usados na piscicultura?

- **Reservatório 1:** $[\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- **Reservatório 2:** $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

10 Unesp 2012 Organismos vivos destoxificam compostos orgânicos halogenados, obtidos do meio ambiente, através de reações de substituição nucleofílica (SN).

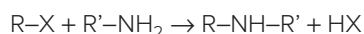


Numa reação de SN, o 2-cloropentano reage com hidróxido de sódio em solução aquosa. O produto orgânico (A) dessa reação sofre oxidação na presença de permanganato de potássio em meio ácido, produzindo o produto orgânico (B). Escreva as equações simplificadas (não balanceadas) das duas reações, o nome do composto (A) e a função química do composto (B).

11 Uerj 2014 O bromofenilmetano, também denominado brometo de benzila, reage lentamente com a água, formando um álcool e um ácido inorgânico.

Escreva, utilizando as fórmulas estruturais das substâncias, a equação química dessa reação. Em seguida, apresente a estrutura em bastão do éter isômero do álcool produzido.

12 Uerj 2016 Um dos processos de obtenção de aminas secundárias consiste na reação entre haletos de alquila e determinados compostos nitrogenados, conforme a equação química genérica abaixo:



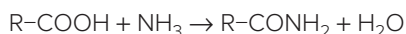
Admita que, para essa síntese, estejam disponíveis apenas os seguintes reagentes:

- bromoetano;
- metilamina;
- etilamina.

Utilizando as respectivas fórmulas estruturais, escreva a equação química completa da reação entre o haleto de alquila e o composto nitrogenado de caráter básico mais acentuado.

Em seguida, apresente as fórmulas estruturais de duas aminas primárias, de cadeia carbônica normal, isômeras da amina secundária sintetizada.

13 Uerj 2015 As amidas podem ser obtidas pela reação entre um ácido carboxílico e a amônia, conforme a seguinte equação geral:

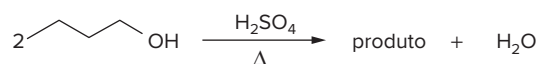


Considere um laboratório no qual estão disponíveis quatro ácidos carboxílicos: etanoico, propanoico, butanoico e pentanoico.

Escreva a equação química completa da reação da amônia com o composto de caráter ácido mais acentuado dentre os disponíveis no laboratório.

Admitindo a substituição da amônia pelo metanol na equação geral, indique a função orgânica do produto formado e o tipo de hibridação do átomo de carbono do grupo funcional desse produto.

14 PUC Rio 2012 Em uma reação de desidratação intermolecular de álcool, considere que dois mols do álcool reajam entre si, a quente e em meio ácido, para formar um único mol do produto orgânico e um mol de água:



- dê a nomenclatura do reagente segundo as regras da Iupac;
- represente, na forma de bastão, a estrutura do produto formado;
- represente, na forma de bastão, a estrutura de dois isômeros do reagente.

15 UFRN 2013 Os flavorizantes são ésteres artificiais, substâncias que dão, a alguns alimentos, o "flavor" (sabor mais aroma) característico, como é o caso dos aromas das frutas. O butanoato de etila é o éster que confere o cheiro característico do abacaxi e é obtido pela reação de esterificação do ácido butílico com o etanol em presença de um ácido mineral forte como catalisador, que pode ser o ácido sulfúrico ou o ácido fosfórico. A reação de obtenção do éster é

- A de simples troca. C de decomposição.
B de dupla troca. D de precipitação.

16 UFF 2012 Os compostos orgânicos denominados ésteres possuem fórmula geral $\text{R}'\text{COOR}$, onde R' pode ser um átomo de hidrogênio ou um grupo arila ou alquila e R pode ser um grupo alquila ou arila. Podem ser utilizados na produção de perfumes e como agentes flavorizantes, principalmente na indústria de bebidas. Vários ésteres possuem aromas e/ou sabores agradáveis, por isso são usados como flavorizantes na forma pura ou em misturas. Os produtos informam no rótulo a existência de flavorizantes na sua composição.

Nome do éster	Fórmula	Aroma/sabor
butanoato de etila	$\text{C}_3\text{H}_7\text{COO-C}_2\text{H}_5$	abacaxi
formiato de isobutila	$\text{H-COO-C}_4\text{H}_9$	framboesa
acetato de benzila	$\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-C}_6\text{H}_5$	gardênia
acetato de isobutila	$\text{CH}_3\text{-COO-C}_4\text{H}_9$	morango

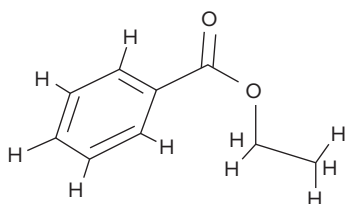
A hidrólise ácida desses ésteres produzirá os seguintes ácidos carboxílicos:

- A ácido acético, ácido isobutírico e ácido benzoico.
B ácido butírico, ácido fórmico e ácido acético.
C ácido acético, ácido fórmico e ácido benzoico.
D ácido butírico, ácido isobutírico e ácido acético.
E ácido butírico, ácido acético e ácido benzoico.

17 Uece 2018 O ácido butanoico tem um odor dos mais desagradáveis: está presente na manteiga rançosa, no cheiro de suor e no chulé. No entanto, ao reagir com etanol, forma o agradável aroma de abacaxi. Assinale a opção que apresenta corretamente o composto responsável por esse aroma e a respectiva função orgânica a que pertence.

- A hexanamida amida
- B ácido 3-amino-hexanóico – aminoácido
- C hexanal – aldeído
- D butanoato de etila – éster

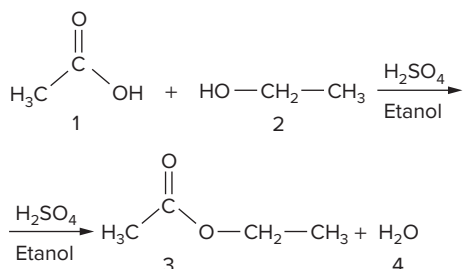
18 FCM PB 2020 Os óleos essenciais como os de *Cymbopogon martinii* (palmarosa), *Ocimum basilicum* (manjeriço) e *Thymus vulgaris* (tomilho) apresentam atividade frente a espécies bacterianas e fúngicas, incluindo a *C. albicans*. A ação antibacteriana e anti-fúngica de espécies como *Cinnamomum zeylanicum* (canela), *Eucaliptus citriodora* (eucalipto) e *Eugenia uniflora* (pitanga) também foram relatadas por outros pesquisadores. Os óleos essenciais dessas espécies possuem o seguinte composto:



Esse éster é produzido por meio da reação de esterificação dos seguintes reagentes

- A ácido benzoico e etanol
- B ácido fenilacético e metanol
- C ácido acético e álcool benzílico
- D ácido propanoico e hexanol
- E ácido propiônico e ciclohexanol

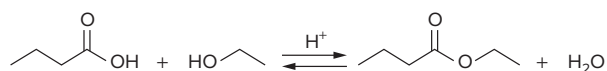
19 Udesc Analisando a reação a seguir, pode-se afirmar que:



- A os reagentes 1 e 2 são um ácido carboxílico e um álcool, respectivamente, que reagem entre si formando um éter, cuja nomenclatura é etanoato de etila.
- B os reagentes 1 e 2 são um ácido carboxílico e um álcool, respectivamente, que reagem entre si formando um éster, cuja nomenclatura é etanoato de etila

- C os reagentes 1 e 2 são dois ácidos carboxílicos porque apresentam grupos OH.
- D os reagentes 1 e 2 são dois álcoois porque apresentam grupos OH.
- E os reagentes 1 e 2 são um ácido carboxílico e um álcool, respectivamente, que reagem entre si formando uma cetona.

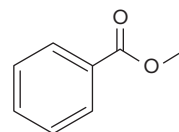
20 Uerj 2013 Um produto industrial consiste na substância orgânica formada no sentido direto do equilíbrio químico representado pela seguinte equação:



A função orgânica desse produto é:

- A éster
- B cetona
- C aldeído
- D hidrocarboneto

21 UFTM 2012 Os aromatizantes são aditivos químicos utilizados para conferir e intensificar o sabor e aroma dos alimentos. O benzoato de metila, estrutura representada na figura, confere aroma ao *kiwi*.

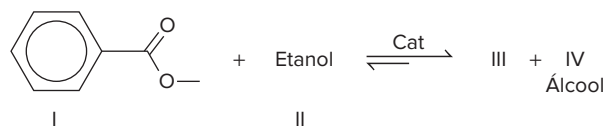


Benzoato de metila

Na reação de hidrólise ácida do benzoato de metila, um dos produtos é

- A fenol.
- B etanol.
- C benzeno.
- D água.
- E ácido benzoico.

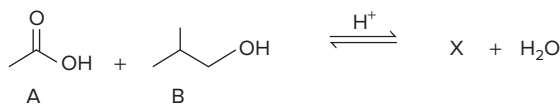
22 PUC-Rio 2014 Na transesterificação representada a seguir, 1 mol da substância I reage com 1 mol de etanol, na presença de um catalisador (cat), gerando 1 mol do produto III e 1 mol do produto IV.



Considerando se os reagentes, o produto III e o produto IV (que pertence à função orgânica álcool), responda ao que se pede

- a) Represente a estrutura do produto III utilizando notação em bastão
- b) Dê o nome do produto IV, segundo as regras de nomenclatura da Iupac
- c) Escreva a fórmula molecular da substância I

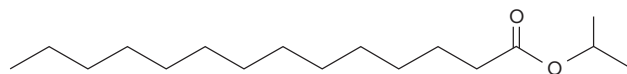
- 23 PUC-Rio 2013** A esterificação representada consiste na reação entre um ácido carboxílico em um álcool, catalisada por um ácido inorgânico, produzindo uma substância orgânica e água. O produto orgânico desta reação (X) é um flavorizante que possui aroma característico de morango.



Sobre esta reação e as substâncias que a compõem, faça o que se pede.

- Represente a estrutura química do produto orgânico X utilizando notação em bastão.
- Represente a estrutura química de um isômero de função do reagente B utilizando notação em bastão.
- Dê a nomenclatura do reagente B, segundo as regras da Iupac.

- 24 Unesp 2017** A fórmula representa a estrutura do miristato de isopropila, substância amplamente empregada na preparação de cosméticos, como cremes, loções, desodorantes e óleos para banho.

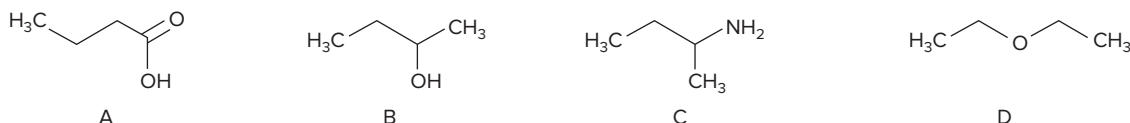


Miristato de isopropila

Essa substância é obtida pela reação entre ácido mirístico de alta pureza e álcool isopropílico.

Escreva o nome da função orgânica à qual pertence o miristato de isopropila e as fórmulas estruturais do ácido mirístico e do álcool isopropílico. Em seguida, utilizando essas fórmulas, escreva a equação, completa e balanceada, da reação pela qual é obtido o miristato de isopropila.

- 25 Mackenzie 2016** A seguir estão representadas as fórmulas estruturais de quatro compostos orgânicos



A respeito desses compostos orgânicos, é **correto** afirmar que

- todos possuem cadeia carbônica aberta e homogênea.
- a reação entre **A** e **B**, em meio ácido, forma o éster butanoato de isobutila.
- B** e **D** são isômeros de posição.
- o composto **C** possui caráter básico e é uma amina alifática secundária.
- sob as mesmas condições de temperatura e pressão, o composto **D** é o mais volátil.

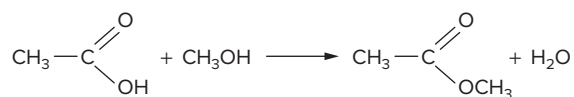
- 26 Unifesp 2016** Alimentos funcionais são alimentos que, além de suprir as necessidades diárias de carboidratos, proteínas, vitaminas, lipídios e minerais, contêm substâncias que ajudam a prevenir doenças e a melhorar o metabolismo e o sistema imunológico. O quadro a seguir apresenta dois compostos funcionais investigados pela ciência.

Alimentos	Componentes ativos	Propriedades
Sálvia, uva, soja, maçã	<p>Ácido tânico (tanino)</p>	Ação antioxidante, antisséptica e vasoconstritora
Sardinha, salmão, atum, truta	<p>Ômega-3 (Ácido alfa-linolênico)</p>	Redução do colesterol e ação anti-inflamatória

Disponível em: <<http://ainfo.cnptia.embrapa.br>>. (Adapt.)

- Em relação à molécula de tanino, qual é o grupo funcional que une os anéis aromáticos ao anel não aromático e qual é o grupo funcional que confere características ácidas a esse composto?
- Escreva a equação química da reação entre o ácido alfa-linolênico e o metanol.

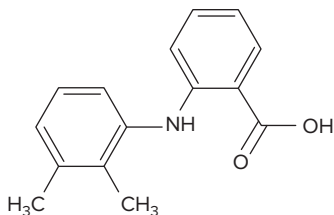
27 Fuvest Considere a reação representada a seguir.



Se, em outra reação, semelhante à primeira, a mistura de ácido acético e metanol for substituída pelo ácido 4-hidroxibutanoico, os produtos da reação serão água e um:

- A ácido carboxílico insaturado com 4 átomos de carbono por molécula.
- B éster cíclico com 4 átomos de carbono por molécula.
- C álcool com 4 átomos de carbono por molécula.
- D éster cíclico com 5 átomos de carbono por molécula.
- E álcool com 3 átomos de carbono por molécula.

28 UFTM 2012 A bula de um medicamento indicado para alívio sintomático de artrite reumatoide, osteoartrite, dores dentárias e cefaleia informa que os comprimidos contêm como princípio ativo o ácido mefenâmico, estrutura representada na figura.



Sob condições experimentais adequadas, quando em contato com etanol, o ácido mefenâmico reage, produzindo outro composto orgânico e água.

- a) Identifique as funções orgânicas encontradas na molécula representada na figura e escreva o nome da principal interação desses grupos com a água.
- b) Escreva a equação da reação descrita no texto. Qual é o nome dessa reação?

29 Fatec 2013 A incorporação de saberes e de tecnologias populares, como, por exemplo, a obtenção do sabão de cinzas, a partir de uma mistura de lixívia de madeira queimada com grandes quantidades de gordura animal sob aquecimento, demonstra que já se sabia como controlar uma reação química, cuja finalidade, neste caso, era produzir sabão.

De acordo com o conhecimento químico, o sabão de cinzas se forma mediante a ocorrência de reações químicas entre a potassa, que é obtida das cinzas, e os ácidos graxos presentes na gordura animal

Disponível em: <http://www.ufirgs.br/ieneci/artigos/Artigo_ID241/V15_n2_a2010.pdf>. Acesso em: 21 set. 2012. (Adapt.)

A palavra **potassa** é usada em geral para indicar o carbonato de potássio (K_2CO_3), que, em meio aquoso, sofre hidrólise. A produção do sabão é possível porque a hidrólise da potassa leva à formação de um meio fortemente

- A ácido, promovendo a esterificação.
- B ácido, promovendo a saponificação.
- C alcalino, promovendo a esterificação.
- D alcalino, promovendo a saponificação.
- E ácido, promovendo a hidrólise da gordura.

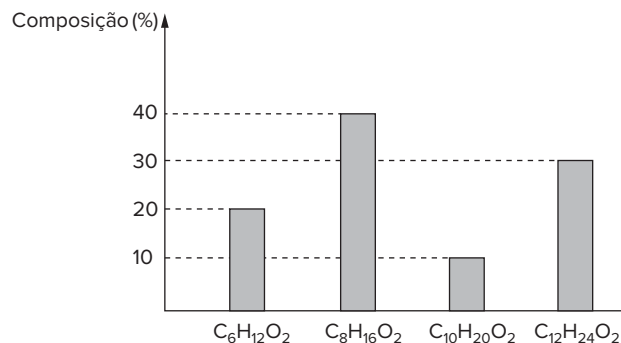
30 UFPR 2014 Ralos de pias de cozinhas e próximas a churrasqueiras entopem com frequência. Ao solicitar o serviço de desentupimento, o profissional sugeriu uma prática que é bastante comum: dissolver meio quilograma de soda cáustica num balde de água fervente e em seguida jogar a solução resultante ainda quente na pia ou ralo entupido. Segundo o profissional, a solução quente é capaz de dissolver a gordura que causa o entupimento. A gordura é composta por triacilgliceróis (triéster de glicerol e ácidos carboxílicos de cadeia alquílica longa).

- a) Que reação química ocorreu, que foi capaz de dissolver a gordura que causou o entupimento?
- b) Por que utilizar água quente do ponto de vista cinético?

31 Uerj 2012 Na indústria de alimentos, a análise da composição dos ácidos carboxílicos não ramificados presentes na manteiga é composta por três etapas:

- reação química dos ácidos com etanol, formando uma mistura de ésteres;
- aquecimento gradual dessa mistura, para destilação fracionada dos ésteres;
- identificação de cada um dos ésteres vaporizados, em função do seu ponto de ebulição.

O gráfico a seguir indica o percentual de cada um dos ésteres formados na primeira etapa da análise de uma amostra de manteiga:

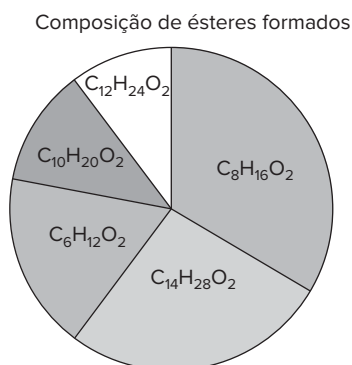


Na amostra analisada, está presente em maior quantidade o ácido carboxílico denominado:

- A octanoico
- B decanoico
- C hexanoico
- D dodecanoico

32 UFPR 2016 Um dos parâmetros que caracteriza a qualidade de manteigas industriais é o teor de ácidos carboxílicos presentes, o qual pode ser determinado de maneira indireta, a partir da reação desses ácidos com etanol, levando aos ésteres correspondentes.

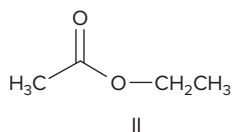
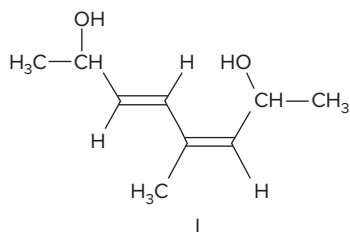
Uma amostra de manteiga foi submetida a essa análise e a porcentagem dos ésteres produzidos foi quantificada, estando o resultado ilustrado no diagrama a seguir.



O ácido carboxílico presente em maior quantidade na amostra analisada é o:

- A butanoico.
- B octanoico.
- C decanoico.
- D dodecanoico.
- E hexanoico.

33 UEM 2016 Considerando os compostos a seguir, assinale o que for **correto**.

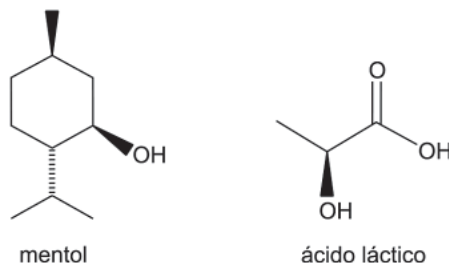


- 01 O composto **I** é um enol.
- 02 O composto **I** apresenta isomeria *trans* para a ligação dupla entre os carbonos 5 e 6 da cadeia principal.
- 04 O composto **II** pode ser formado por uma reação de esterificação entre ácido etanoico e metanol, com liberação de uma molécula de água.
- 08 O composto **I** deve possuir maior ponto de ebulição do que **II**.
- 16 O nome, segundo a Iupac, do composto **I**, sem especificações de isomerismo, é metilocta-3,5-dien-2,7-diol.

Soma:

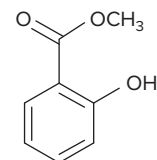
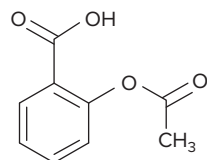
34 Unifesp 2020 O lactato de mentila é um éster utilizado em cremes cosméticos para a pele, com a finalidade de dar sensação de refrescância após a aplicação.

Esse éster é obtido pela reação entre mentol e ácido láctico, cujas fórmulas estruturais estão representadas a seguir.



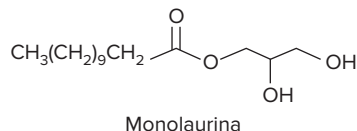
- a) Cite o nome da função orgânica comum ao mentol e ao ácido láctico. Indique, na estrutura do ácido láctico, o átomo de carbono assimétrico.
- b) Utilizando fórmulas estruturais, escreva a equação química que representa a formação do lactato de mentila a partir do mentol e do ácido láctico. Analisando a estrutura do lactato de mentila, justifique por que esse éster apresenta baixa solubilidade em água.

35 UFJF 2016 O ácido acetilsalicílico (AAS) e o salicilato de metila são fármacos muito consumidos no mundo. O primeiro possui ação analgésica, antitérmica, anti-coagulante entre outras, enquanto o segundo possui ação analgésica. Estes dois princípios ativos podem ser preparados facilmente em laboratório através de uma reação conhecida como esterificação de Fisher.



- a) Escreva a reação química de esterificação em meio ácido do ácido 2-hidroxibenzoico com metanol. Qual dos dois fármacos citados acima foi produzido nesta síntese?
- b) Escreva a reação de hidrólise em meio ácido do AAS.
- c) Indique uma forma na qual o equilíbrio pode ser deslocado para aumentar o rendimento da síntese do produto formado no item **a**
- d) Escreva a reação de dissociação do AAS em água.

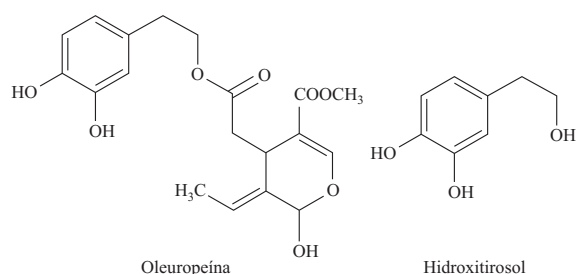
36 UFJF 2017 Cerca de 50% da gordura do coco é composta pelo ácido láurico, principal ácido graxo de cadeia média, que no corpo humano reage com o propano-1,2,3-triol produzindo a monolaurina, um monoglicerídeo de ação antibacteriana, antiviral e antiprotozoária.



Analise a estrutura da monolaurina e assinale a alternativa que apresenta o tipo de reação necessária para a sua formação.

- A Oxidação.
- B Desidratação.
- C Adição.
- D Eliminação.
- E Esterificação.

- 37 Fasm 2017** A oleuropeína é o composto fenólico mais abundante presente nas folhas da oliveira. A partir dessa substância, produz-se o hidroxitirosol, um poderoso antioxidante ortodifenólico, responsável por grande parte dos benefícios atribuídos ao azeite de oliva extravirgem.

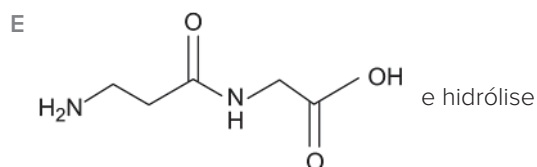
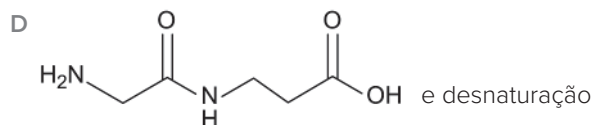
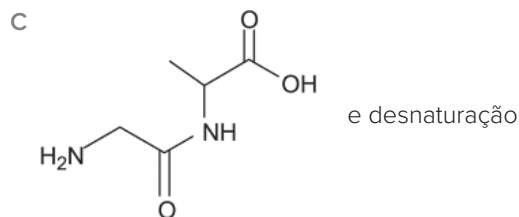
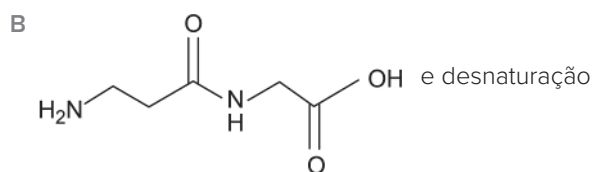
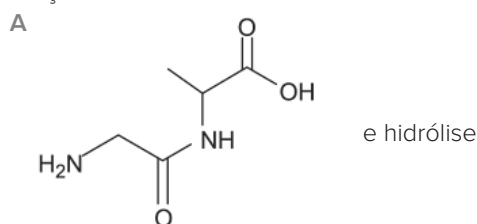


O hidroxitirosol e um segundo álcool podem ser obtidos por hidrólise ácida da oleuropeína.

- a) Indique duas funções orgânicas presentes na molécula de oleuropeína, além da função fenol.
- b) Escreva a fórmula molecular do hidroxitirosol e escreva a fórmula estrutural do segundo álcool que pode ser obtido a partir da hidrólise ácida da oleuropeína.

- 38 FCMSCSP 2018** A reação entre o ácido 2-aminoetanoico (glicina – Gli) e o ácido 2-aminopropanoico (alanina – Ala) resulta no dipeptídio Gli-Ala. Outra reação, na qual o dipeptídio é aquecido em soluções aquosas de ácidos ou bases fortes, tem como produtos os aminoácidos de origem.

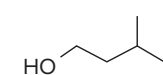
Assinale a alternativa que apresenta, correta e respectivamente, a estrutura do Gli-Ala e o nome da segunda reação descrita no texto.



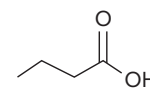
- 39 IME 2018** As alquilações e acilações de Friedel Crafts são reações de grande importância sintética na Química Orgânica. Entretanto, elas apresentam algumas especificidades que devem ser consideradas no planejamento de estratégias de síntese de compostos orgânicos. As questões abaixo formuladas abordam algumas dessas especificidades.

- a) A monoalquilação do benzeno com brometo de *n*-butila gera como produto principal o *sec*-butilbenzeno (64 a 68% da mistura), em detrimento do *n*-butilbenzeno (32 a 36% da mistura). Explique a razão desse fenômeno.
- b) Não ocorrem alquilações de Friedel-Crafts ao se adicionar clorobenzeno ou cloroetano ao benzeno, mesmo em presença de $AlCl_3$. Por quê?
- c) Um problema comum nas alquilações de Friedel-Crafts é a ocorrência de polialquilações, isto é, de novas alquilações no anel aromático já alquilado. Por outro lado, é extremamente difícil a ocorrência de poliacilações em acilações de Friedel-Crafts. Qual o motivo dessa diferença de comportamento entre as duas reações?

- 40 Fuvest 2018** Pequenas mudanças na estrutura molecular das substâncias podem produzir grandes mudanças em seu odor. São apresentadas as fórmulas estruturais de dois compostos utilizados para preparar aromatizantes empregados na indústria de alimentos.



álcool isoamílico

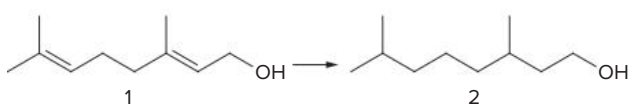


ácido butírico

Esses compostos podem sofrer as seguintes transformações:

- I. O álcool isoamílico pode ser transformado em um éster que apresenta odor de banana. Esse éster pode ser hidrolisado com uma solução aquosa de ácido sulfúrico, liberando odor de vinagre.
- II. O ácido butírico tem odor de manteiga rançosa. Porém, ao reagir com etanol, transforma-se em um composto que apresenta odor de abacaxi.
 - a) Escreva a fórmula estrutural do composto que tem odor de banana e a do composto com odor de abacaxi.
 - b) Escreva a equação química que representa a transformação em que houve liberação de odor de vinagre.

41 UFRGS Observe a reação a seguir, que representa a transformação do geraniol (composto 1), terpeno natural encontrado em plantas, no composto 2.



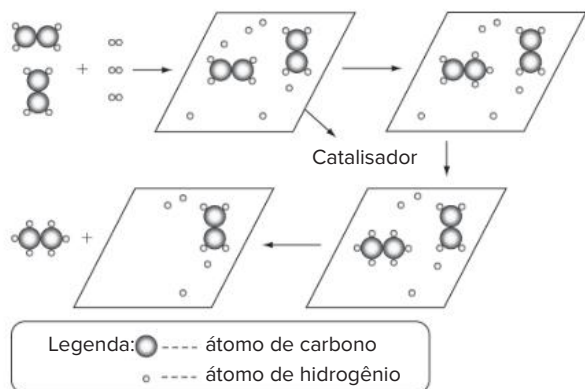
Com relação a essa reação, considere as seguintes afirmações.

- I. Trata-se de uma reação de adição, onde são consumidos 2 mols de hidrogênio por mol de geraniol.
- II. O nome IUPAC do produto formado (composto 2) é 2,6-dimetil-8-octanol.
- III. O geraniol não apresenta isomeria geométrica.

Quais estão **corretas**?

- | | |
|-------------------|--------------------|
| A Apenas I. | D Apenas II e III. |
| B Apenas II. | E I, II e III. |
| C Apenas I e III. | |

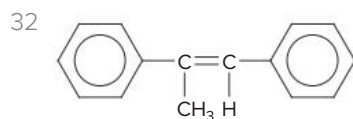
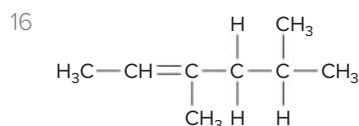
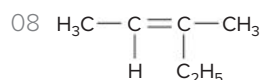
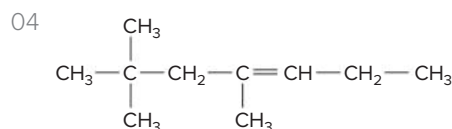
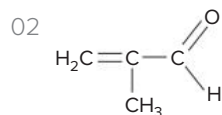
42 Fuvest O esquema a seguir representa uma transformação química que ocorre na superfície de um catalisador.



Uma transformação química análoga é utilizada industrialmente para a obtenção de:

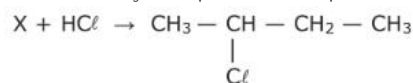
- A polietileno a partir de etileno.
- B celulose a partir de glicose.
- C peróxido de hidrogênio a partir de água.
- D margarina a partir de óleo vegetal.
- E naftaleno a partir de benzeno.

43 UFSC Assinale qual(ais) composto(s) a seguir formaria(m), por hidrogenação, um hidrocarboneto opticamente ativo.



Soma:

44 Uece 2019 Na reação representada por

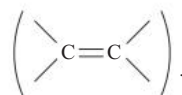


X pode ser substituído por

- | | |
|----------------|--------------|
| A but 2-ino. | C but 1-eno. |
| B ciclobutano. | D butano. |

45 Unicamp Fontes vegetais de lipídios contêm moléculas de ácidos graxos (ácidos carboxílicos poli-insaturados) que apresentam estrutura *cis*. O processo de hidrogenação parcial destas gorduras, como por exemplo na fabricação de margarinas, pode conduzir à formação de isômeros *trans*, que não são desejáveis, visto que estes são suspeitos de elevarem o teor de colesterol no sangue.

- a) Escreva a equação química que representa, genericamente, a hidrogenação de uma dupla ligação carbono-carbono



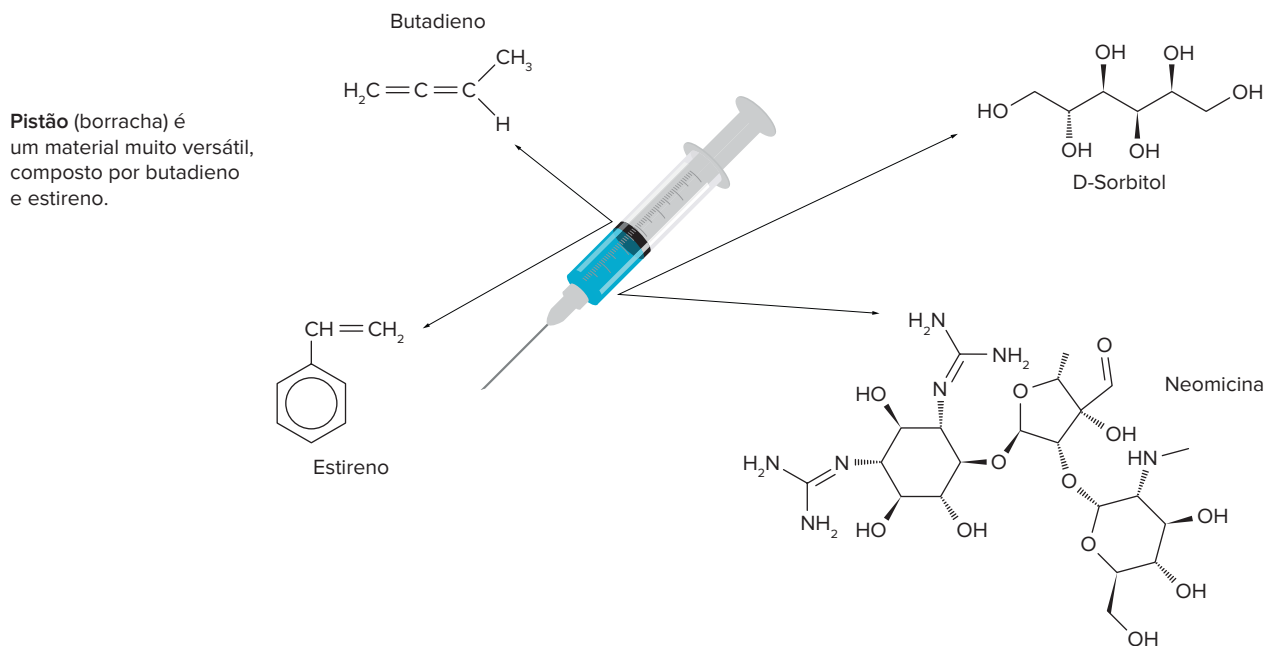
O ácido linoleico pode ser representado pela fórmula $\text{C}_{18}\text{H}_{32}\text{O}_2$.

- b) Quantas duplas ligações entre carbonos contêm uma molécula deste ácido? Justifique.

46 UFU 2019

O sarampo é uma doença infectocontagiosa provocada pelo vírus *Morbili* e transmitida por secreções das vias respiratórias. A vacina é aplicada por meio de uma injeção no braço e oferece imunidade por quase toda a vida.

O líquido da vacina trivalente contém aminoácidos, soro fetal bovino, glutamato, gelatina hidrolisada, neomicina, sorbitol, dentre outras.



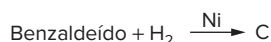
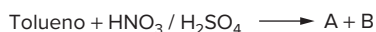
Disponível em: <https://revistagalileu.globo.com/Revista/noticia/2015/04/do-que-e-composta-vacina-do-sarampo.html>. (Adaptado)

O sarampo é transmitido quando um indivíduo não imunizado entra em contato com secreções respiratórias de pessoas que possuem o vírus – seja pela ingestão seja pela inalação. O melhor modo de proteger as pessoas é pela vacinação que, por sua vez, mobiliza a indústria química para a produção dos materiais necessários à imunização, conforme indicado na figura acima.

Sobre os materiais químicos presentes no processo de imunização das pessoas para prevenção do sarampo, faça o que se pede.

- Equacione a reação de hidrogenação catalítica total do butadieno (C_4H_6), que ocorre semelhantemente à do alce no, indicando o nome químico (segundo IUPAC) do produto formado.
- Explique como ocorre a interação entre o poliálcool sorbitol ($\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6$) com moléculas de água.

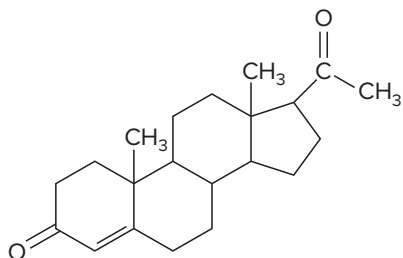
47 UFSM Observe o esquema das reações dos compostos aromáticos a seguir.



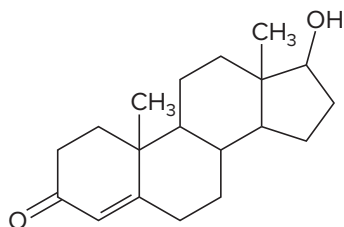
Assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, o nome **correto** dos produtos orgânicos A, B e C.

- 2-nitro-tolueno; 6-nitro-tolueno; ácido benzoico
- 2-nitro-fenol; 4-nitro-fenol; álcool benzílico
- 3-nitro-tolueno; 5-nitro-tolueno; aldeído benzoico
- 2-nitro-tolueno; 4-nitro-tolueno; álcool benzílico
- 3-nitro-fenol; 5-nitro-fenol; ácido benzoico

- 48 Unesp** Considere os hormônios progesterona e testosterona, cujas fórmulas estruturais são fornecidas a seguir.



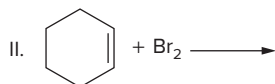
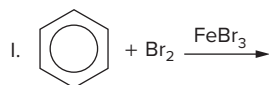
Progesterona
(hormônio feminino)



Testosterona
(hormônio masculino)

- a) Quais são as funções orgânicas que diferenciam os dois hormônios?
 b) Tanto a molécula de progesterona como a de testosterona reagem com solução de bromo. Utilizando apenas o grupo de átomos que participam da reação, escreva a equação química que representa a reação entre o bromo e um dos hormônios.

- 49 UFRN** Um perito químico da polícia técnica recebeu duas amostras líquidas apreendidas na residência de um suspeito de envolvimento com narcotráfico. Uma análise preliminar das amostras e a determinação dos respectivos pontos de ebulição indicaram que as substâncias mais prováveis eram os hidrocarbonetos cicloexeno (C_6H_{10} , $80^\circ C$) e benzeno (C_6H_6 , $83^\circ C$). Com o objetivo de comprovar a presença desses hidrocarbonetos e sabendo que eles possuem reatividades diferentes, o perito realizou as reações de bromação a seguir:

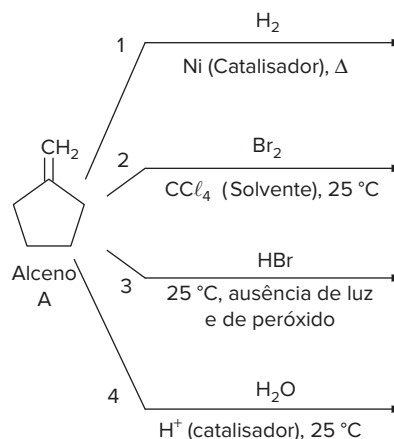


- a) Completar as reações anteriores, escrevendo a fórmula estrutural dos compostos, e denominar cada produto, de acordo com as regras da Iupac.
 b) Indicar que tipo de reação ocorre nos casos I e II.
 c) Explicar a função do FeBr₃ na reação de bromação do benzeno (I).

- 50 Uerj** Os hidrocarbonetos insaturados reagem com cloreto de hidrogênio, originando produtos de adição eletrofílica, tais como os cloretos de alquila. O produto previsto, em maior proporção, para a reação entre cloreto de hidrogênio e 2-metil-2-penteno está nomeado em:

- A 3-cloro-2-metilpentano
 B 2-cloro-3-metilpentano
 C 3-cloro-3-metilpentano
 D 2-cloro-2-metilpentano

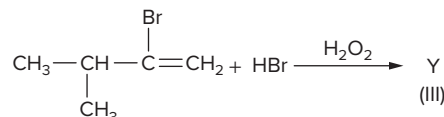
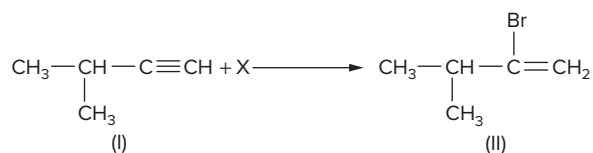
- 51 UFC** Os alcenos são compostos orgânicos de grande importância, pois constituem matéria-prima para os plásticos, as borrachas, as fibras sintéticas etc., indispensáveis no mundo moderno. Os alcenos são bastante reativos e suas diversas reações (redução, oxidação, polimerização etc.) originam os mais diversos derivados de interesse científico e comercial. Observe o alceno A e as reações indicadas, efetuadas em condições em que não ocorre abertura do anel em nenhum dos casos.



Com relação ao alceno A e às reações indicadas, pede-se:

- a) complete as reações indicadas (1 a 4) com os respectivos produtos orgânicos principais. Na reação em que for possível mais de um produto, prevalece a regra de Markovnikov;
 b) mostre a estrutura e o nome de um isômero do alceno A que, por reação com H₂ na presença de Ni e calor, origine o mesmo produto da reação 1;
 c) indique o tipo de isomeria existente entre o alceno A e o composto solicitado no item B.

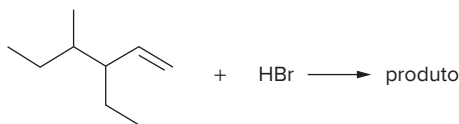
- 52 UFF** Observe o esquema a seguir.



A partir da análise desse esquema:

- especifique o reagente X;
- dê a fórmula estrutural de Y;
- informe o nome oficial (Iupac) dos compostos I, II e III.

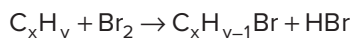
- 53 PUC-Rio 2015** Considere que, na reação representada a seguir, 1 mol do hidrocarboneto reage com 1 mol de ácido bromídrico, sob condições ideais na ausência de peróxido, formando um único produto com 100% de rendimento



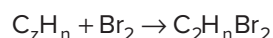
A respeito do reagente orgânico e do produto dessa reação, faça o que se pede.

- Represente a estrutura do produto formado utilizando notação em bastão.
- Dê o nome do hidrocarboneto usado como reagente, segundo as regras de nomenclatura da Iupac.
- Represente a estrutura de um isômero cíclico do hidrocarboneto (usado como reagente) constituído por um anel de seis átomos de carbono. Utilize notação em bastão.

- 54 UFRGS 2015** Dois hidrocarbonetos I e II reagem com bromo, conforme mostrado a seguir.



I

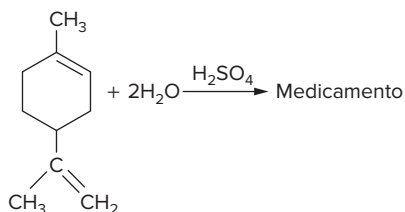


II

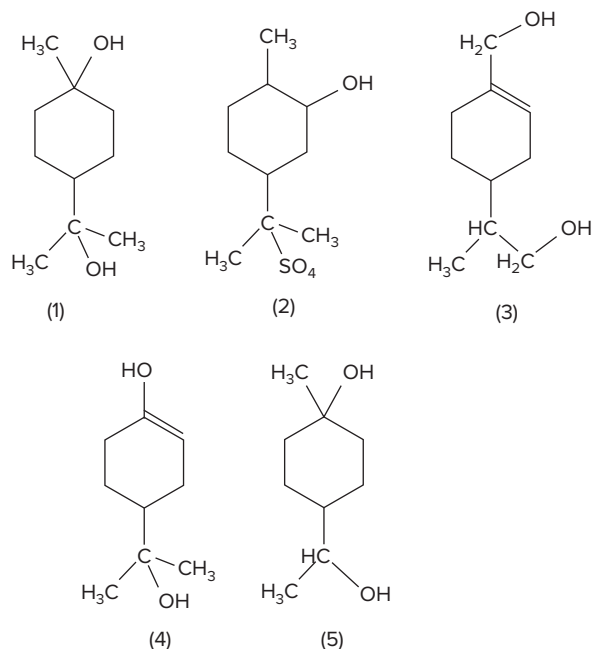
É **correto** afirmar que I e II são, respectivamente,

- aromático e alceno.
- aromático e alceno.
- alcino e alceno.
- alcino e alceno.
- alceno e alcino

- 55 UFPA 2016** Um medicamento expectorante pode ser sintetizado conforme o seguinte esquema reacional:



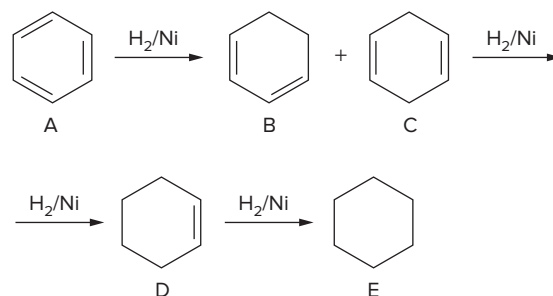
A seguir estão propostas cinco possíveis estruturas para esse medicamento.



A estrutura **correta** é a

- | | | |
|------|------|------|
| A 1. | C 3. | E 5. |
| B 2. | D 4. | |

- 56 UFG 2012** Compostos aromáticos sofrem reduções catalíticas, o que é útil quando se deseja obter outras substâncias a partir das aromáticas. O benzeno pode ser convertido em cicloexano, conforme a sequência de reações químicas representadas a seguir.



Considerando-se o exposto,

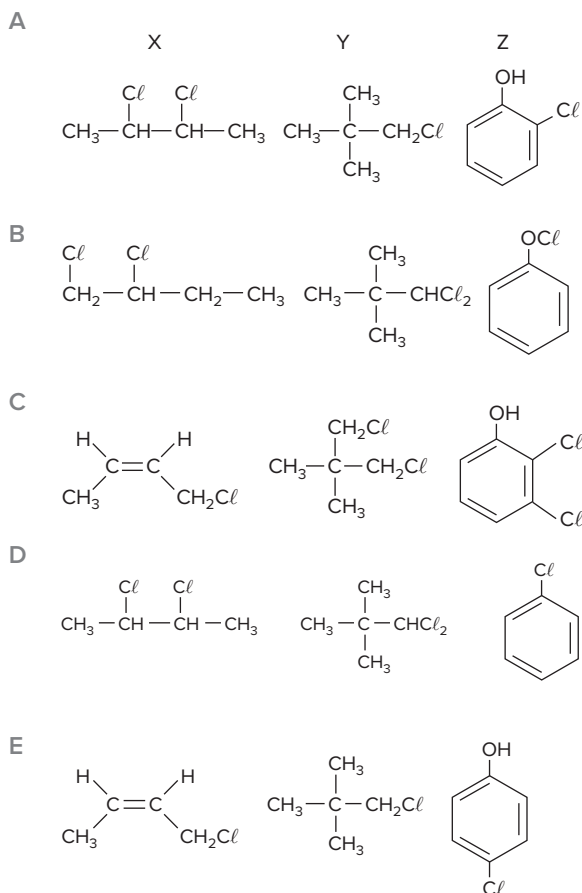
- escreva a fórmula molecular de todas as substâncias representadas;
- identifique e escreva o tipo de isomeria existente entre B e C;
- escreva o produto obtido quando a substância D for submetida a uma reação de hidratação.

- 57 PUC-SP 2013** O gás cloro é um reagente muito empregado em síntese orgânica. As reações envolvendo o Cl_2 são geralmente aceleradas com a incidência de radiação ultravioleta, favorecendo a quebra homolítica da ligação covalente $\text{Cl}-\text{Cl}$ e gerando o átomo de Cl , muito reativo.

Em um laboratório foram realizadas três reações distintas envolvendo o gás cloro com o objetivo de obter as substâncias X, Y e Z com bom rendimento, após as devidas etapas de purificação.

A substância X foi obtida a partir da reação entre o but-2-eno e o gás cloro em condições adequadas. A substância Y foi isolada após a reação entre quantidades estequiométricas de dimetilpropano e o gás cloro. A substância Z foi isolada entre os produtos da reação de cloração do fenol em que foram utilizadas quantidades equimolares de cada reagente.

Assinale a alternativa que apresenta as estruturas moleculares que podem representar X, Y e Z segundo as reações descritas.



58 Fepar 2016



O “Fantástico” apresentou, em junho deste ano, uma reportagem sobre o novo lança-perfume que invadiu a

periferia da cidade de São Paulo. A droga, reformulada, voltou com sabor doce e ainda mais perigosa, podendo até matar.

Amostras foram compradas nas ruas de São Paulo e levadas para teste em laboratório. Duas substâncias tóxicas foram encontradas: o *tricloroetileno*, entre outras aplicações, usado para remover adesivos e tintas; o *diclorometano*, uma substância tão tóxica que é componente do removedor de solda.

Na gíria, o lança é “baforado”; na verdade, ele é aspirado pela boca, vai direto para os pulmões, entra rapidamente na corrente sanguínea e em segundos chega ao cérebro.

Disponível em: <<http://g1.globo.com/fantastico/noticia/2015/06/uso-de-lanca-perfume-poe-em-risco-vida-de-jovens-pelo-brasil.html>>. Acesso em: 22 out. 2015. (Adapt.)

Com base no texto e em conhecimentos de Química, faça o que se pede.

- Escreva a fórmula estrutural espacial dos hidrocarbonetos clorados mencionados no texto, apresentando todos os elementos que formam a molécula.
- Se o diclorometano for submetido a excesso de cloro, calor e luz ultravioleta, poderá ocorrer a substituição de um de seus hidrogênios, formando o clorofórmio. Escreva a equação que representa essa reação.
- O tricloroetileno é produzido a partir do etileno. A reação inicia-se com a cloração do etileno em presença de catalisador, produzindo 1,2 dicloroetano, que aquecido a 400 °C com cloro é convertido em tricloroetileno. Escreva as equações das duas etapas descritas nesse processo de obtenção.

59 ITA 2020 Considere as afirmações a seguir:

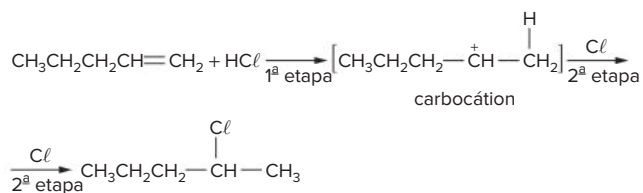
- O ácido tricloroacético é um ácido mais fraco que o ácido propanoico.
- O 2,4,6-tricloro-fenol possui um caráter ácido maior que o 2,4,6-trinitro-fenol.
- Reações de hidratação de alcinos geram produtos tautoméricos.
- Anéis benzênicos sofrem reações de substituição pela interação com reagentes eletrófilos, enquanto haletos orgânicos sofrem substituição pela interação com reagentes nucleófilos.

Das afirmações acima, está(ão) CORRETA(S)

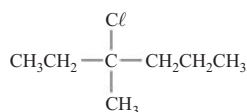
- apenas I.
- apenas I e II.
- apenas II e III.
- apenas III e IV.
- apenas IV.

- 60 Fuvest** A adição de HCl a alcenos ocorre em duas etapas. Na primeira delas, o íon H⁺, proveniente do HCl, liga-se ao átomo de carbono da dupla ligação que está ligado ao **menor** número de outros átomos

de carbono. Essa nova ligação (C-H) é formada à custa de um par eletrônico da dupla ligação, sendo gerado um íon com carga positiva, chamado carbocátion, que reage imediatamente com o íon cloreto, dando origem ao produto final. A reação do 1-penteno com HCl, formando o 2-cloropentano, ilustra o que foi descrito

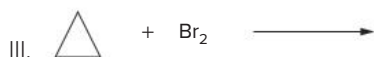
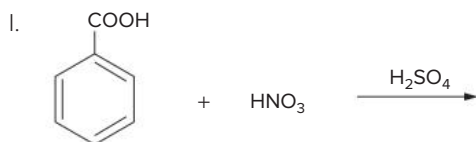


- a) Escreva a fórmula estrutural do carbocátion que, reagindo com o íon cloreto, dá origem ao haleto de alquila do item anterior:



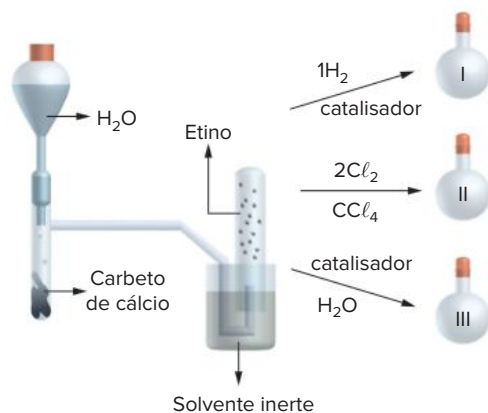
- b) Escreva a fórmula estrutural de três alcenos que não sejam isômeros *cis-trans* entre si e que, reagindo com HCl, podem dar origem ao haleto de alquila do item anterior.
- c) Escreva a fórmula estrutural do alceno do item (b) que **não** apresenta isomeria *cis-trans*. Justifique.

- 61 Mackenzie 2013** De acordo com as reações a seguir, que se realizam sob condições adequadas, os produtos orgânicos obtidos em I, II e III, são, respectivamente,



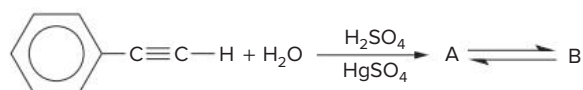
- A ácido *orto*-nitrobenzoico, propan-1-ol e bromo-ciclopropano.
 B ácido *meta*-nitrobenzoico, propanona e 1,3-dibromo-propano.
 C ácido *para*-nitrobenzoico, propanona e bromo-ciclopropano.
 D ácido *meta*-aminobenzoico, propan-2-ol e bromo-ciclopropano.
 E ácido *meta*-aminobenzoico, propanona e 1,3-dibromo-propano.

- 62 UFU** O acetileno (etino) é um gás inflamável, usado em soldas e na maturação artificial de frutas. Esse gás pode ser preparado conforme representado no esquema a seguir. Nessa reação, o carbeto de cálcio (carbureto), em contato com a água, reage imediatamente, produzindo gás acetileno e hidróxido de cálcio.



- Em três reações distintas, conforme mostrado anteriormente, 1 mol de etino reagiu com 1 mol de H₂, 2 mols de Cl₂ e 1 mol de H₂O. As substâncias representadas pelos números I, II e III são, respectivamente:
- A etano, tetraclorometano, etanal.
 B eteno, 1,1-dicloroeteno, etanol.
 C eteno, 1,1,2,2-tetracloroetano e etanal.
 D etano, 1,1,2,2-tetracloroetano, etanol.

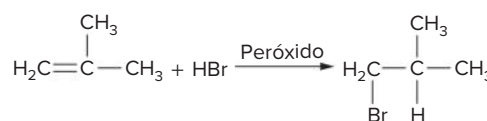
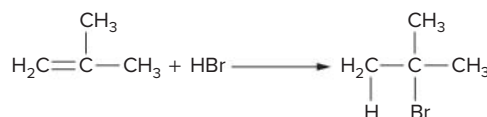
- 63 UFSM** Observe a reação de adição de água ao fenil-acetileno:



Os produtos A e B são:

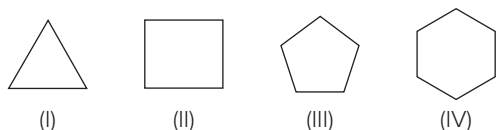
- A tautômeros de uma cetona.
 B aldeídos isômeros de posição.
 C álcoois isômeros de posição.
 D tautômeros de um aldeído.
 E um aldeído e uma cetona, respectivamente

- 64 Fuvest** A adição de HBr a um alceno pode conduzir a produtos diferentes, caso, nessa reação, seja empregado o alceno puro ou o alceno misturado a uma pequena quantidade de peróxido.



- a) O 1-metilciclopenteno reage com HBr de forma análoga. Escreva, empregando fórmulas estruturais, as equações que representam a adição de HBr a esse composto na presença e na ausência de peróxido.
- b) Dê as fórmulas estruturais dos metilciclopentenos isoméricos (isômeros de posição)
- c) Indique o metilciclopenteno do item b que forma, ao reagir com HBr, quer na presença, quer na ausência de peróxido, uma mistura de metilciclopentanos monobromados que são isômeros de posição. Justifique.

65 UEPG 2012 Considerando os compostos a seguir, assinale o que for **correto**.



- 01 Os compostos (II) e (IV) apresentam diferentes tensões angulares, embora todos os seus átomos de carbono estejam hibridizados em sp^3 .
- 02 Os compostos apresentam fórmula geral C_nH_{2n} , sendo isômeros de fórmula geral dos alcenos
- 04 Os compostos (I) e (IV) reagem com HCl em meio ácido produzindo cloreto de n-propila e cloreto de n-hexila, respectivamente
- 08 Todos os compostos são planares.
- 16 Em reação com cloro, sob aquecimento, os compostos (III) e (IV) sofrem reações de substituição.

Soma:

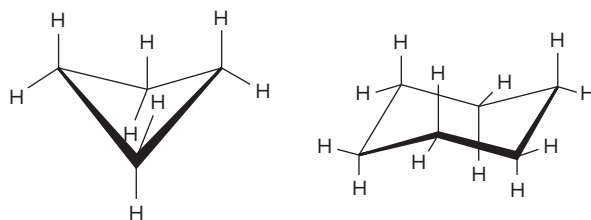
66 UEM 2013 Os dados termoquímicos apresentados na tabela seguinte demonstram a variação de entalpia padrão de formação com o aumento do número de átomos de carbono. De acordo com as informações, assinale o que for **correto**.

Cicloalcano	Ângulo de ligação C-C	ΔH_f (kJ/mol)
ciclopropano	60°	+53
ciclobutano	90°	+29
ciclopentano	108°	-77
cicloexano	109°	-123

- 01 A estabilidade dos cicloalcanos aumenta com o número de átomos de carbono no ciclo.
- 02 O ciclopropano e o ciclobutano apresentam uma alta tensão angular.
- 04 O ciclopropano sofre preferencialmente reação de substituição.
- 08 O cicloexano não é planar e apresenta duas conformações diferentes, chamadas cadeira e barco
- 16 O produto orgânico monoclorado obtido da reação do cicloexano com Cl_2 é o cloroexano.

Soma:

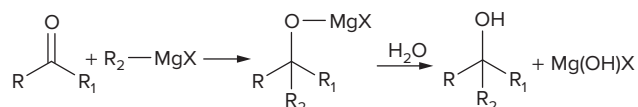
67 FICSAE 2017 Os cicloalcanos reagem com bromo líquido (Br_2) em reações de substituição ou de adição. Anéis cíclicos com grande tensão angular entre os átomos de carbono tendem a sofrer reação de adição, com abertura de anel. Já compostos cíclicos com maior estabilidade, devido à baixa tensão nos ângulos, tendem a sofrer reações de substituição. Considere as substâncias ciclobutano e cicloexano, representadas a seguir



Em condições adequadas para a reação, pode-se afirmar que os produtos principais da reação do ciclobutano e do cicloexano com o bromo são, respectivamente,

- A bromociclobutano e bromocicloexano.
 B 1,4-dibromobutano e bromocicloexano.
 C bromociclobutano e 1,6-dibromoexano.
 D 1,4-dibromobutano e 1,6-dibromoexano.

68 Mackenzie Aldeídos e cetonas reagem com compostos de Grignard ($R-MgX$), originando um composto intermediário que, por hidrólise, origina um álcool, de acordo com o esquema a seguir.



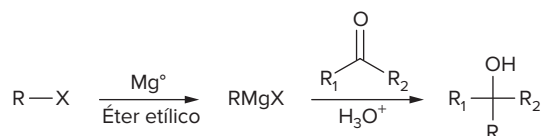
R = grupo alquila ou H.
 R_1 = grupo alquila ou H.
 R_2 = grupo alquila ou arila.
 X = halogênio.

O produto orgânico obtido da reação entre o formol (metanal) e o cloreto de metilmagnésio, de acordo com o esquema apresentado, reage com o ácido butanoico, em meio ácido, formando um composto que exala um aroma característico de abacaxi. Assim, o nome do produto obtido pela reação de Grignard entre o formol e o cloreto de metilmagnésio, o nome da função a que pertence o composto que exala o aroma de abacaxi e a nomenclatura lupac dessa substância são, respectivamente:

- A etanol, éter e butanoato de etila.
 B etanol, éster e etanoato de butila.
 C propanol, ácido carboxílico e etanoato de butila.
 D etanol, éster e butanoato de etila.
 E metanol, éter e etanoato de butila.

69 UFPR 2017 A formação de ligações carbono-carbono (C-C) é um grande desafio na Química Orgânica, e entre as estratégias disponíveis, pode-se citar a Reação

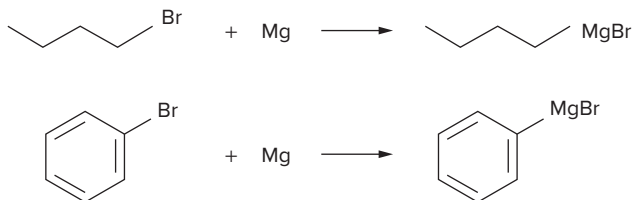
de Grignard. Nessa reação, um halogeneto de alquila ou arila ($R-X$) reage com magnésio metálico (Mg°), levando ao organomagnésio correspondente ($RMgX$), adicionando se, na sequência, um composto carbonilado ($R'COR$). A reação termina com a adição de um ácido mineral (H_3O^+), levando ao produto a partir da formação de uma nova ligação C-C.



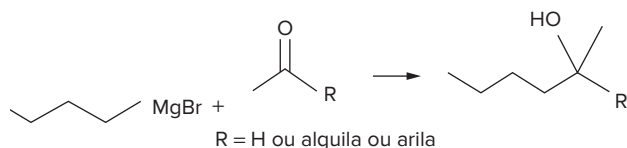
Com relação ao emprego dos reagentes brometo de etila (bromoetano) e acetaldeído (etanal) na Reação de Grignard, responda:

- Qual é a fórmula estrutural (notação em bastão) do produto formado?
- Qual é a função orgânica presente no produto?
- Qual é o nome oficial IUPAC da substância obtida como produto?

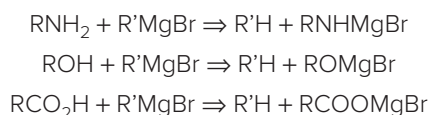
70 Fuvest 2013 Os chamados “compostos de Grignard” foram preparados, pela primeira vez, por Victor Grignard no final do século XIX. Esses compostos podem ser obtidos pela reação de um haleto de alquila ou haleto de arila com magnésio metálico, utilizando um éter como solvente, conforme representado pelas seguintes equações químicas:



Os compostos de Grignard são muito úteis, por exemplo, para preparar álcoois a partir de cetonas ou aldeídos, conforme representado a seguir:

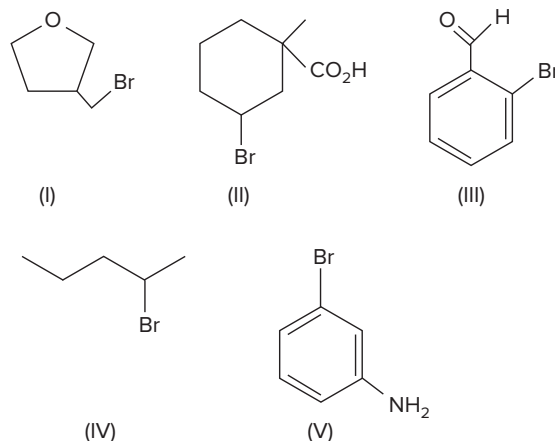


Os compostos de Grignard também reagem com aminas, álcoois e ácidos carboxílicos, conforme representado pelas seguintes equações químicas:

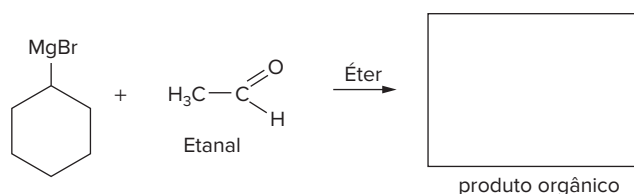


Assim sendo, para preparar um composto de Grignard, é preciso escolher corretamente o haleto orgânico, que não deve conter grupos funcionais que reajam com o composto de Grignard que se pretende preparar.

- Dentre os cinco compostos representados a seguir, apenas dois são adequados para reagir com magnésio e preparar compostos de Grignard. Indique esses dois compostos, justificando sua escolha.



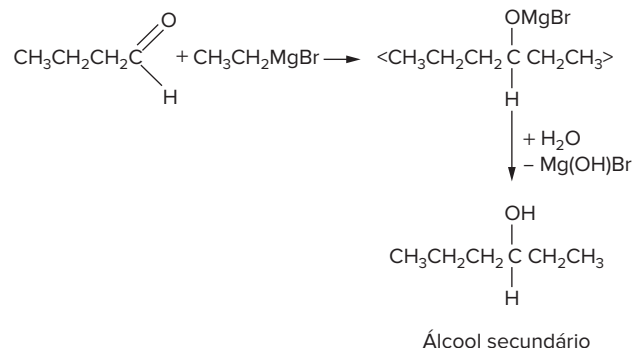
- Escreva a fórmula estrutural do produto orgânico da reação representada a seguir.

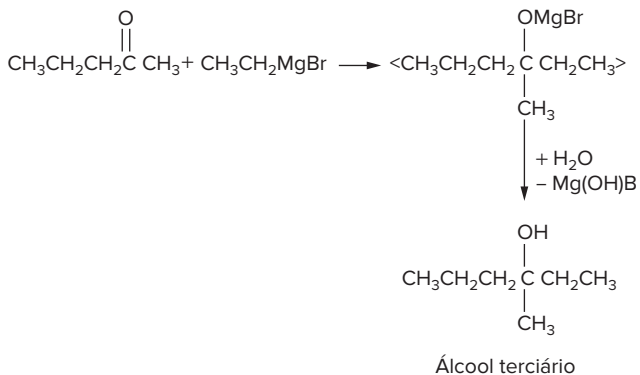


71 Fuvest Em 1912, François Auguste Victor Grignard recebeu o prêmio Nobel de Química pela preparação de uma nova classe de compostos contendo, além de carbono e hidrogênio, magnésio e um halogênio – os quais passaram a ser denominados “compostos de Grignard”. Tais compostos podem ser preparados pela reação de um haleto de alquila com magnésio em solvente adequado.

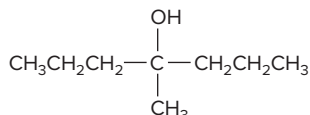


Os compostos de Grignard reagem com compostos carbonílicos (aldeídos e cetonas), formando álcoois. Nessa reação, forma-se um composto intermediário que, reagindo com água, produz o álcool.





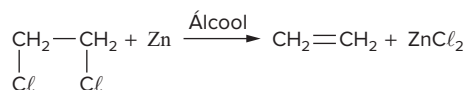
Por este método, para preparar o álcool terciário



há duas possibilidades de escolha dos reagentes. Preencha a tabela a seguir para cada uma delas.

	Composto carbonílico	Reagente de Grignard	Haleta de alquila
Possibilidade 1			
Possibilidade 2			

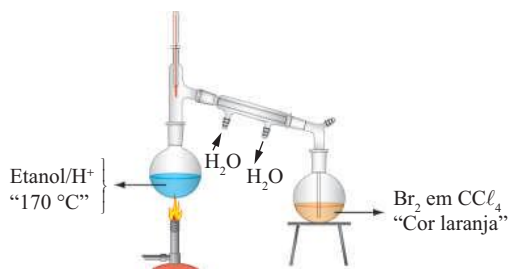
72 Imed 2016 Analise a Reação Orgânica a seguir:



Essa reação é uma reação de:

- A Adição. D Substituição.
 B Ozonólise. E Desidratação.
 C Eliminação.

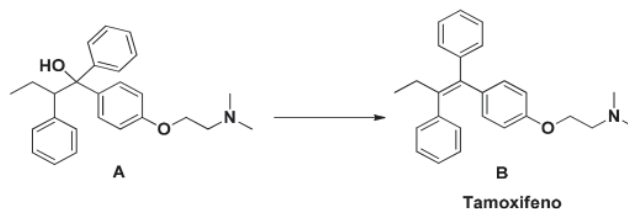
73 UFU No experimento esquematizado a seguir, etanol e ácido sulfúrico foram aquecidos formando um gás. Esse gás, ao reagir com a solução de bromo em tetracloreto de carbono, descoloriu a solução, tornando-a incolor.



O gás formado na reação anterior é o:

- A etano.
 B eteno.
 C etanal.
 D carbônico.

74 Unioeste 2019 O Tamoxifeno é o medicamento oral mais utilizado no tratamento do câncer de mama. Sua função é impedir que a célula cancerígena perceba os hormônios femininos, assim, bloqueia seu crescimento e causa a morte dessas células. O Tamoxifeno é obtido por via sintética e abaixo está representada a última etapa de reação para sua obtenção. A respeito do esquema reacional mostrado, são feitas algumas afirmações. Assinale a alternativa que apresenta a afirmativa CORRETA.



- A A conversão de **A** em **B** é uma reação de hidratação.
 B A estrutura **B** apresenta um carbono quiral.
 C A conversão de **A** em **B** é uma reação de eliminação (desidratação).
 D A estrutura **A** apresenta uma função nitrogenada, composta por uma amina secundária.
 E A estrutura **A** apresenta um carbono quiral.

75 UFPI Indique, entre as alternativas a seguir, o alceno que é obtido a partir da reação de eliminação (desidratação) do 3-metil-1-butanol, cuja fórmula molecular é $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$.

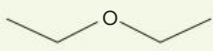
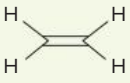
- A 2-metil-3-buteno.
 B 3-metil-2-buteno.
 C 2 metil 2 buteno
 D 3-metil-1-buteno.
 E 2-metil-1-buteno.

76 UEM 2018 Os produtos de uma reação foram but-1-eno e água. Sobre essa reação, assinale o que for **correto**.

- 01 Um dos reagentes é o butan-1-ol.
 02 É uma reação de desidratação intramolecular.
 04 A retirada da água do meio reacional favorece a síntese do alceno.
 08 É uma reação catalisada por base, por exemplo, KOH.
 16 O but-1-eno também pode ser obtido a partir da reação de eliminação do 2-cloro-butano em meio ácido

Soma:

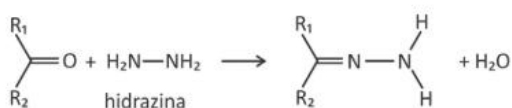
77 UPF 2016 Correlacione cada reação indicada na coluna 1 com o produto que deve ser formado nesta, indicado na coluna 2.

Coluna 1		Coluna 2
1. Reação de desidratação intramolecular do etanol com ácido sulfúrico.	<input type="checkbox"/>	
2. Reação do etino (acetileno) com água em ácido sulfúrico e íons mercúrio II.	<input type="checkbox"/>	$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$
3. Reação do etanol com ácido etanoico, catalisada por ácido sulfúrico.	<input type="checkbox"/>	
4. Reação de hidratação do eteno, catalisada por ácido.	<input type="checkbox"/>	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
5. Reação de desidratação intermolecular do etanol em ácido sulfúrico a aproximadamente 140 °C.	<input type="checkbox"/>	CH_3CHO

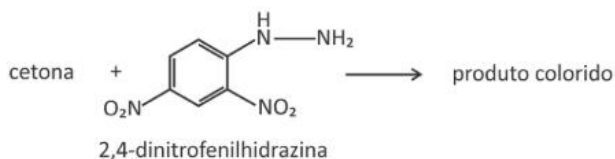
A sequência **correta** de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

- A 1 – 4 – 3 – 5 – 2.
 B 3 – 5 – 1 – 2 – 4.
 C 5 – 3 – 1 – 4 – 2.
 D 1 – 4 – 5 – 3 – 2.
 E 4 – 3 – 5 – 1 – 2.

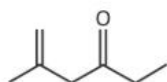
78 Fuvest 2020 A reação de cetonas com hidrazinas, representada pela equação química



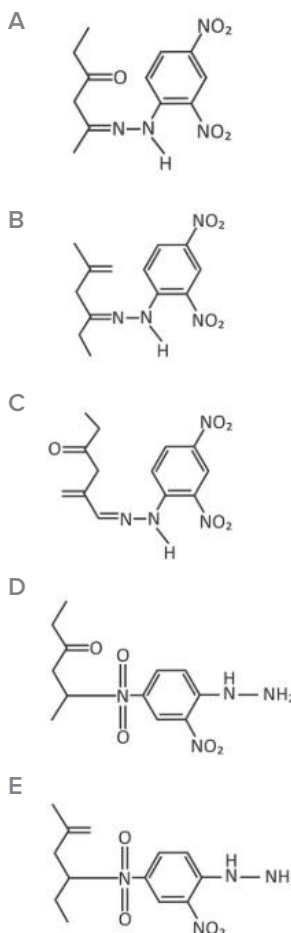
pode ser explorada para a quantificação de compostos cetônicos gerados, por exemplo, pela respiração humana. Para tanto, uma hidrazina específica, a 2,4-dinitrofenilhidrazina, é utilizada como reagente, gerando um produto que possui cor intensa.



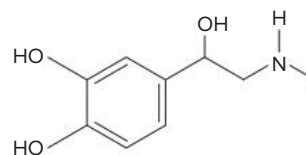
Considere que a 2,4-dinitrofenilhidrazina seja utilizada para quantificar o seguinte composto:



Nesse caso, a estrutura do composto colorido formado será:

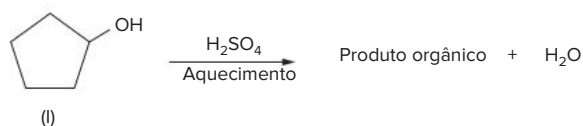


79 Uerj 2014 A adrenalina é um hormônio neurotransmissor produzido pelo organismo sob determinadas condições. Observe sua fórmula estrutural:



Indique o número de isômeros opticamente ativos da adrenalina e apresente a fórmula estrutural do produto da sua reação de desidratação intramolecular.

80 PUC-Rio 2016 Reações de eliminação, mais especificamente as de desidratação de álcoois, são de grande importância, pois geram matéria-prima para a indústria química. Considere que a desidratação intramolecular de 1 mol da substância (I) gera 1 mol do produto orgânico e 1 mol de água, conforme mostrado na equação química a seguir:



Faça o que se pede a respeito da desidratação descrita:

- Escreva o nome da substância (I) de acordo com as regras da Iupac.
- Represente, sob notação bastão, a estrutura do produto orgânico formado.
- Represente, sob notação bastão, a estrutura de um isômero de função da substância (I), que apresente cadeia cíclica e ramificada.

81 Uerj 2017 Para um experimento, quantidades iguais de propan-1-ol e de ácido sulfúrico foram adicionadas em dois reatores idênticos, A e B, mantidos em temperaturas diferentes. Ao final das reações, em cada reator, formaram-se um produto orgânico distinto e diferentes quantidades de água, conforme apresentado na tabela a seguir.

Reator	Temperatura (°C)	Produto orgânico	Concentração de água formada (g · L ⁻¹)
A	<140	X	18
B	>170	Y	36

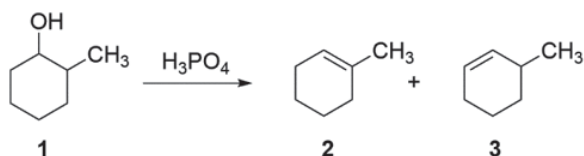
Considerando o reator B, calcule a concentração inicial de propan-1-ol em g · L⁻¹, nomeie o produto orgânico Y e classifique a reação. Em seguida, apresente a fórmula estrutural do produto orgânico X.

Dados: C = 12; H = 1; O = 16

82 Unifesp Um composto de fórmula molecular C₄H₉Br, que apresenta isomeria ótica, quando submetido a uma reação de eliminação (com KOH alcoólico a quente), forma como produto principal um composto que apresenta isomeria geométrica (*cis* e *trans*).

- Escreva as fórmulas estruturais dos compostos orgânicos envolvidos na reação.
- Que outros tipos de isomeria pode apresentar o composto de partida C₄H₉Br? Escreva as fórmulas estruturais de dois dos isômeros.

83 UFPR 2020 As reações de desidratação de álcoois são empregadas para a síntese de alquenos. No entanto, uma limitação dessa metodologia é a formação de mais de um produto. Um exemplo é a reação de desidratação do álcool 1, que, na reação com ácido fosfórico (H₃PO₄), produz uma mistura dos alquenos 2 e 3, como esquematizado abaixo:

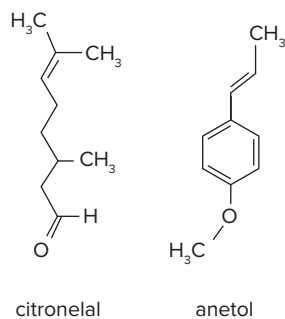
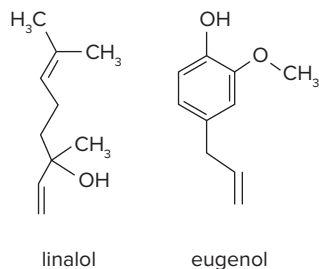


- Qual é o nome do composto 1 segundo a nomenclatura IUPAC?

- Os compostos 2 e 3 são isômeros planares. Qual tipo de isomeria plana está presente?
- Os produtos 2 e 3 não são formados na mesma proporção durante a reação. Qual desses produtos é produzido em maior quantidade? Justifique sua resposta.

84 UEMG 2019 Óleos essenciais são compostos aromáticos voláteis extraídos de plantas que são utilizados na aromaterapia devido às suas propriedades analgésicas, relaxantes e estimulantes.

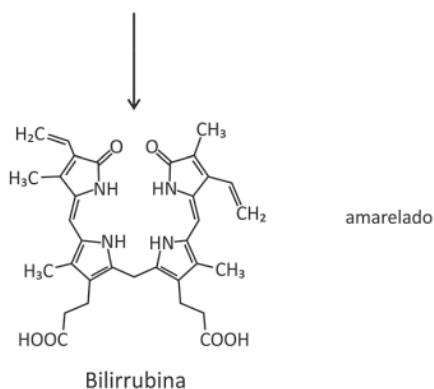
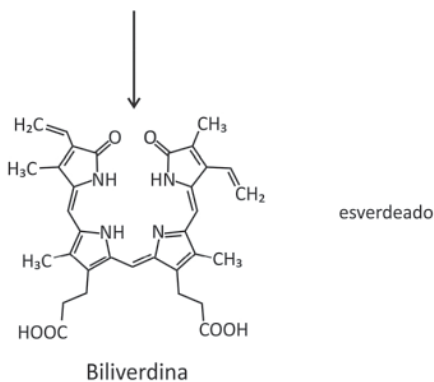
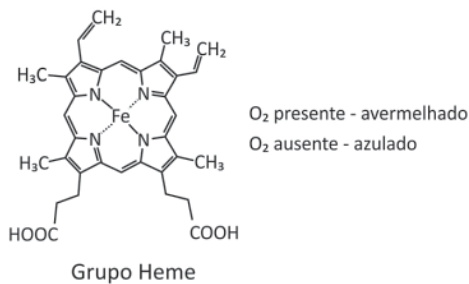
As fórmulas estruturais de alguns componentes dos óleos essenciais são apresentadas a seguir:



Considerando as fórmulas apresentadas, assinale a alternativa **CORRETA**:

- A reação de oxidação da hidroxila do linalol com KMnO₄ em meio ácido produzirá cetona.
- Um teste apropriado para diferenciar o citronelal e o anetol é o reagente de Tollens.
- Um teste apropriado para diferenciar o eugenol e o anetol é o teste de solução de bromo (Br₂/CH₄).
- A reação de oxidação da hidroxila do eugenol com KMnO₄ em meio ácido produzirá cetona.

85 Fuvest 2020 Quando o nosso corpo é lesionado por uma pancada, logo se cria um hematoma que, ao longo do tempo, muda de cor. Inicialmente, o hematoma torna-se avermelhado pelo acúmulo de hemoglobina. Em seguida, surge uma coloração azulada, decorrente da perda do O₂ ligado ao Fe do grupo heme. Essa coloração torna-se, então, esverdeada (biliverdina) e, após isso, surge um tom amarelado na pele (bilirrubina). Essa sequência de cores ocorre pela transformação do grupo heme da hemoglobina, como representado a seguir:

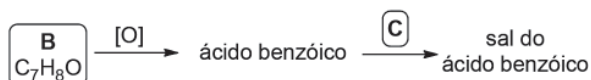
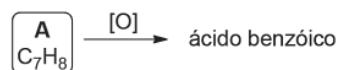


Com base nas informações e nas representações, é correto afirmar:

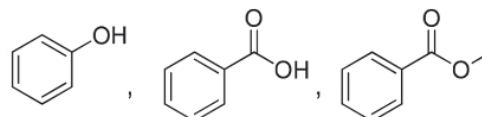
- A A conversão da biliverdina em bilirrubina ocorre por meio de uma redução.
- B A biliverdina, assim como a hemoglobina, é capaz de transportar O₂ para as células do corpo, pois há oxigênio ligado na molécula.
- C As três estruturas apresentadas contêm o grupo funcional amida.
- D A degradação do grupo heme para a formação da biliverdina produz duas cetonas.
- E O grupo heme, a biliverdina e a bilirrubina são isômeros.
- 86 UFJF 2018** O ácido benzoico é um composto aromático e seu sal (benzoato de sódio) pode ser usado como conservante de alimentos. O ácido benzoico é barato e facilmente disponível. Ele é produzido comercialmente por oxidação parcial do tolueno (composto A) ou pode ser obtido a partir da oxidação do álcool benzílico (composto B), sendo essa

última preparação muito comum nos laboratórios de graduação em química

Considere as reações representadas abaixo e assinale a opção **CORRETA**:



- A Considerando as regras de nomenclatura IUPAC, o nome do tolueno (composto A) é etilbenzeno.
- B O ácido benzoico deve ser tratado com uma base (composto C) para a formação do seu respectivo sal.
- C O composto B é o agente oxidante na reação de oxidação para a obtenção do ácido benzoico.
- D O cátion que forma o sal do ácido benzoico recebe o nome de benzoato.
- E As fórmulas estruturais para o álcool benzoico (composto B), ácido benzoico e seu respectivo sal são:



87 Uece 2018 Leia atentamente as seguintes informações referentes a três substâncias denominadas de E, G e J.

- I. O ácido propanoico é obtido a partir da oxidação da substância E.
- II. A substância G é isômero de posição do propanol.
- III. A substância J é isômero de função da substância G.

Considerando as informações a respeito das substâncias E, G e J, é correto afirmar que a substância

- A E é uma cetona.
- B J apresenta um heteroátomo.
- C G é um éter.
- D J apresenta cadeia carbônica ramificada.

88 Fuvest O Ministério da Agricultura estabeleceu um novo padrão de qualidade e identidade da cachaça brasileira, definindo limites para determinadas substâncias formadas na sua fabricação. Algumas dessas substâncias são ésteres, aldeídos e ácidos carboxílicos voláteis, conforme o caderno "Agrícola", de 08 de junho de 2005, do jornal *O Estado de S. Paulo*. Nesse processo de fabricação, pode ter ocorrido a formação de:

- I. ácido carboxílico pela oxidação de aldeído.
- II. éster pela reação de álcool com ácido carboxílico.
- III. aldeído pela oxidação de álcool.

É **correto** o que se afirma em:

- A I, apenas. D II e III, apenas.
- B II, apenas. E I, II e III.
- C I e II, apenas.

- 89 UFSC** Na tabela a seguir, encontram-se informações a respeito de três substâncias que possuem a fórmula molecular C_3H_8O .

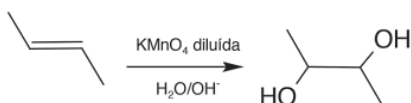
Substância	A	B	C
Característica	Apresenta o menor ponto de ebulição	Por oxidação, produz ácido propanoico	Após oxidação, produz propanona

Assinale a(s) proposição(ões) **correta(s)**.

- 01 A é isômero funcional de B.
 02 Os compostos B e C apresentam carbono assimétrico.
 04 A substância A denomina-se etoxietano.
 08 As substâncias A, B e C possuem pelo menos um átomo de carbono com hibridização sp^2 .
 16 B e C são isômeros de posição.
 32 O nome IUPAC da substância B é propan-1-ol.

Soma:

- 90 Mackenzie 2020** O but-2-eno é um hidrocarboneto insaturado, que pode sofrer diversas reações. Abaixo está representada uma dessas reações.



Assim, a respeito do but-2-eno são feitas as seguintes afirmações:

- I. a reação acima representa uma reação de redução.
 II. o produto obtido, na reação acima, está em configuração trans.
 III. a oxidação energética do but-2-eno, em condições apropriadas, produz ácido acético.
 IV. a ozonólise do but-2-eno, em presença de zinco e condições apropriadas, produz etanal.

Estão corretas somente as afirmações

- A I e II. D III e IV.
 B II, III e IV. E I, II e IV.
 C II e III.

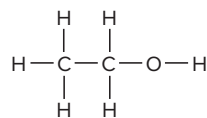
- 91 UEPG** O vinho contém etanol, ácidos, açúcares, aldeídos e ésteres, compostos que configuram o seu buquê (sabor e aroma). O envelhecimento do vinho acentua o seu aroma, pela formação de ésteres no interior da garrafa.

A respeito dos compostos mencionados, assinale o que for **correto**.

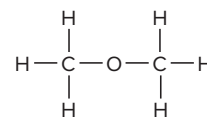
- 01 Da oxidação do ácido carboxílico resultam ésteres.
 02 Da reação do álcool com aldeído resulta ácido carboxílico.
 04 Da oxidação do etanol resulta aldeído.
 08 Da reação do álcool com ácido carboxílico resulta éster.

Soma:

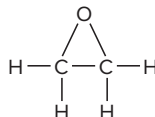
- 92 PUC-Minas** Observe os compostos representados a seguir.



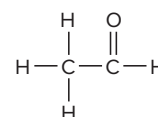
I



II



III

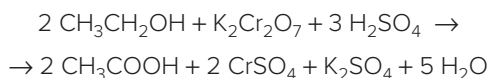


IV

Assinale a alternativa **incorreta**.

- A Os compostos I e II são isômeros.
 B Os compostos II e III são éteres, sendo III um éter cíclico.
 C O composto IV pode ser formado por oxidação parcial de I.
 D O composto II pode ser formado por redução de III.

- 93 UFRN** Nas operações de policiamento (blitze) em rodovias, o “bafômetro” – tubo contendo uma mistura de dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$) e sílica umedecida com ácido sulfúrico (H_2SO_4) – é usado para medir a quantidade de etanol (C_2H_5OH) presente no ar exalado por uma pessoa que ingeriu bebida alcoólica. A reação do álcool com os reagentes mencionados é expressa pela equação descrita a seguir.



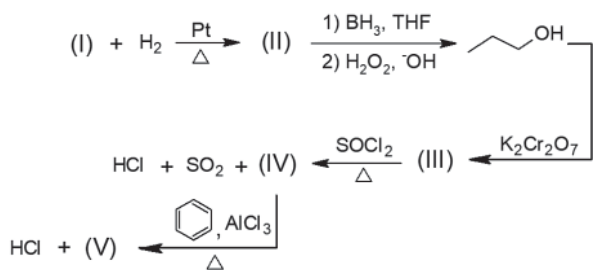
De acordo com a equação, pode-se afirmar que o etanol sofre um processo de:

- A oxidação pelo $K_2Cr_2O_7$.
 B oxidação pelo H_2SO_4 .
 C redução pelo $K_2Cr_2O_7$.
 D redução pelo H_2SO_4 .

- 94 Unicamp** Em um jantar de Natal oferecido a amigos, o anfitrião abriu duas garrafas de um mesmo vinho. O conteúdo de uma delas permaneceu intacto, enquanto o da outra foi consumido em cerca de 90%. As duas garrafas foram tampadas. A cheia foi guardada na geladeira e a outra num armário da cozinha. Uma semana mais tarde, na ceia de Ano Novo, o conteúdo desta última garrafa foi usado para temperar a salada.

- a) O que aconteceu com esse vinho para poder ser usado como tempero de salada? Justifique usando uma equação química.
 b) Cite dois fatores físicos e/ou químicos que favoreceram a transformação no conteúdo de uma garrafa e não no da outra.

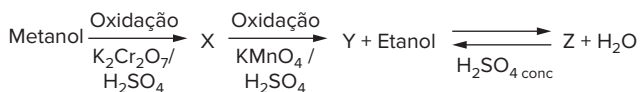
95 IME 2020 Considere a sequência de reações orgânicas abaixo:



A opção que corresponde aos compostos de (I) a (V), respectivamente, é:

- A alquino, alqueno, ácido carboxílico, cloreto de ácido, cetona.
 B alquino, alqueno, ácido carboxílico, haleto de alquila, cetona.
 C alqueno, alquino, ácido carboxílico, cloreto de ácido, cetona.
 D alquino, alqueno, ácido carboxílico, cloreto de ácido, fenol.
 E alquino, alqueno, éster, cloreto de ácido, cetona.

96 UFRN O professor de Química do 3º ano do Ensino Médio pediu a seus alunos que fizessem um levantamento bibliográfico e elaborassem uma atividade, em forma de exercício, que incluísse vários assuntos, entre eles isomeria e reações orgânicas. Henrique, um de seus alunos, encontrou, nos livros de Química Orgânica, a informação de que o metanol, o mais simples dos álcoois, possui várias aplicações, entre elas o uso como combustível e na fabricação de outras substâncias. Constatou, também, que os álcoois podem sofrer reações de oxidação na presença de catalisador e em determinadas condições. Henrique aproveitou essas informações e organizou o seguinte esquema com reações químicas consecutivas:



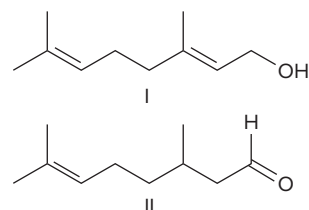
Escreva, baseando-se na sequência proposta por Henrique:

- a) a fórmula das substâncias X, Y e Z.
 b) o nome das substâncias X, Y e Z.

97 ITA Certa substância Y é obtida pela oxidação de uma substância X com solução aquosa de permanganato de potássio. A substância Y reage tanto com o bicarbonato presente numa solução aquosa de bicarbonato de sódio como com álcool etílico. Com base nessas informações, é **correto** afirmar que:

- A X é um éter. D Y é uma cetona.
 B X é um álcool. E Y é um aldeído.
 C Y é um éster.

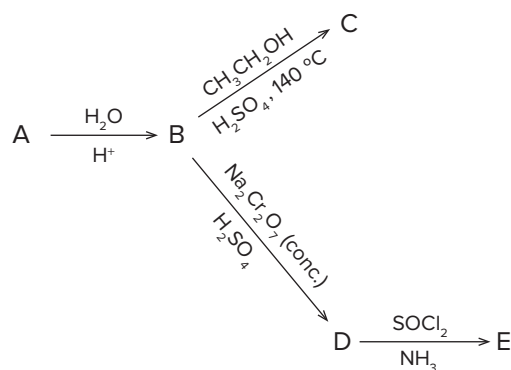
98 UEPG O geraniol (I) e o citronelal (II) são substâncias voláteis presentes no óleo essencial de algumas plantas, conferindo-lhes aroma de rosas e eucalipto, respectivamente. Analise as estruturas químicas dessas duas substâncias e assinale o que for **correto**.



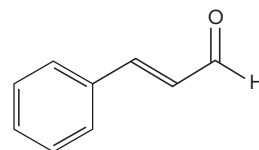
- 01 Ambos reagem com bromo, consumindo dois mols de bromo por mol de reagente.
 02 Ambos produzem propanona, entre outros compostos, quando tratados com solução de KMnO_4 , a quente, em meio ácido.
 04 Ambos reagem com ácidos carboxílicos, produzindo ésteres.
 08 Apenas o composto I apresenta isomeria geométrica.
 16 Apenas o composto II apresenta isomeria ótica.

Soma:

99 IME 2019 Sabendo que a molécula A é um hidrocarboneto com massa molar 28 g/mol, determine as estruturas dos compostos A a E no esquema de reações abaixo:



100 Uerj 2012 O óleo extraído da casca da canela é constituído principalmente pela molécula que possui a seguinte fórmula estrutural:



Nomeie a função à qual essa molécula pertence. Apresente, também, a fórmula estrutural da substância orgânica formada na oxidação do grupo carbonila dessa molécula.

104 Uerj 2015 Leia no texto a seguir um exemplo de síntese baseada na transformação de grupos funcionais dos compostos orgânicos.

A reação do 2-bromobutano com o hidróxido de potássio aquoso tem como principal produto orgânico o composto X. Quando a substância X é tratada com a mistura oxidante $K_2Cr_2O_7/H_2SO_4$, é produzido o composto orgânico Y.

Escreva a fórmula estrutural plana do composto X e a do composto Y. Em seguida, identifique o mecanismo ocorrido na reação de síntese do composto X em função das espécies reagentes.

Determine, ainda, o número de isômeros ópticos ativos do 2-bromobutano.

105 UEM 2015 Assinale o que for **correto**.

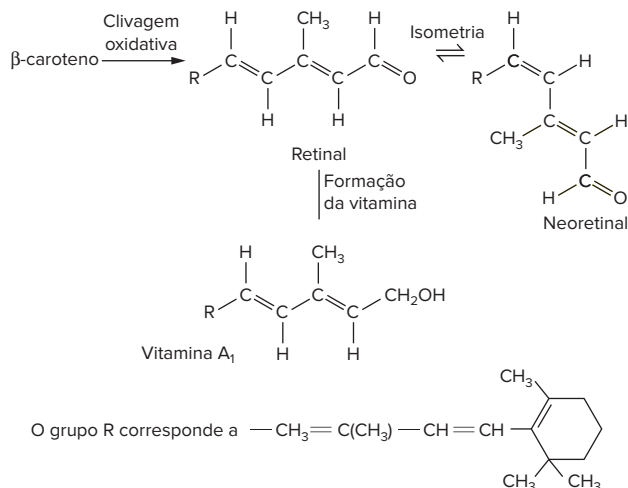
- 01 Soluções aquosas de dicromato de potássio e permanganato de potássio, concentradas, em meio ácido e a quente, são fortes soluções redutoras.
- 02 A oxidação branda de um alceno forma um diol estável.
- 04 A oxidação energética do metilpropeno forma dois ácidos carboxílicos.
- 08 A acetona é um líquido a temperatura ambiente que apresenta odor característico e é solúvel tanto em água como em solventes orgânicos.
- 16 A reação entre a butanona e o brometo de etil magnésio, em condições apropriadas, forma o 3-metil-pentan-3-ol.

Soma:

106 ITA 2018 O composto 3,3-dimetil-1-penteno reage com água em meio ácido e na ausência de peróxidos, formando um composto X que, a seguir, é oxidado para formar um composto Y. Os compostos X e Y formados preferencialmente são, respectivamente,

- A um álcool e um éster.
- B um álcool e uma cetona.
- C um aldeído e um ácido carboxílico.
- D uma cetona e um aldeído.
- E uma cetona e um éster.

107 UFRN Os organismos vivos sintetizam, por meio de reações de biossíntese, muitos dos compostos de que necessitam. Em uma dessas reações, o betacaroteno (presente em tomates, cenouras etc.) sofre quebra por oxidação para produzir duas moléculas de um aldeído chamado retinal. Posteriormente, duas outras reações ocorrem: conversão do retinal em vitamina A_1 e isomerização do retinal em neoretinal, representadas no diagrama a seguir:

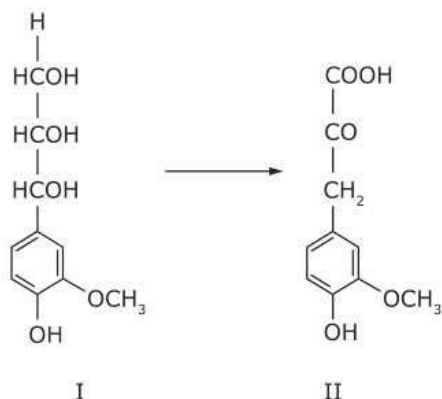


Considerando o diagrama, pode-se afirmar que a reação de formação da vitamina A_1 e o tipo de isomeria entre retinal e neoretinal são, respectivamente:

- A reação de redução e isomeria funcional.
- B reação de hidrólise e isomeria geométrica.
- C reação de redução e isomeria geométrica.
- D reação de hidrólise e isomeria funcional.

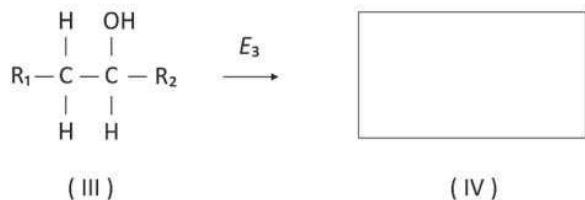
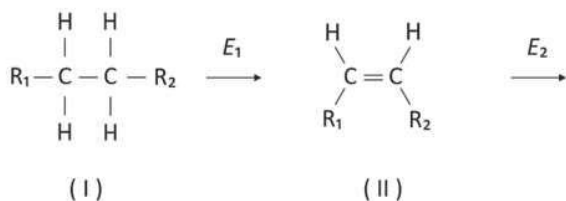
108 Unicamp Vivemos em uma época notável. Os avanços da ciência e da tecnologia nos possibilitam entender melhor o planeta em que vivemos. Contudo, apesar dos volumosos investimentos e do enorme esforço em pesquisa, a Terra ainda permanece misteriosa. O entendimento desse sistema multifacetado, físico-químico-biológico, que se modifica ao longo do tempo, pode ser comparado a um enorme quebra-cabeças. Para entendê-lo, é necessário conhecer suas partes e associá-las. Desde fenômenos inorgânicos até os intrincados e sutis processos biológicos, o nosso desconhecimento ainda é enorme. Há muito o que aprender. Há muito trabalho a fazer. Nesta questão, vamos fazer um pequeno ensaio na direção do entendimento do nosso planeta, a Terra, da qual depende a nossa vida.

É voz corrente que, na Terra, tudo nasce, cresce e morre dando a impressão de um processo limitado a um início e a um fim. No entanto a vida é permanente transformação. Após a morte de organismos vivos, a decomposição microbiológica é manifestação de ampla atividade vital. As plantas, por exemplo, contêm lignina, que é um complexo polimérico altamente hidroxilado e metoxilado, multiramificado. Após a morte do vegetal, ela se transforma pela ação microbiológica. A substância I, cuja fórmula estrutural é mostrada no esquema a seguir, pode ser considerada como um dos fragmentos de lignina. Esse fragmento pode ser metabolizado por certos microrganismos, que o transformam na substância II.



- a) Reproduza a fórmula estrutural da substância II, identifique e dê os nomes de três grupos funcionais nela presentes.
- b) Considerando as transformações que ocorrem de I para II, identifique um processo de oxidação e um de redução, se houver.

109 Fuvest 2020 O médico Hans Krebs e o químico Feodor Lynen foram laureados com o Prêmio Nobel de Fisiologia e Medicina em 1953 e 1964, respectivamente, por suas contribuições ao esclarecimento do mecanismo do catabolismo de açúcares e lipídios, que foi essencial à compreensão da obesidade. Ambos lançaram mão de reações clássicas da Química Orgânica, representadas de forma simplificada pelo esquema que mostra a conversão de uma cadeia saturada em uma cetona, em que cada etapa é catalisada por uma enzima (E) específica:



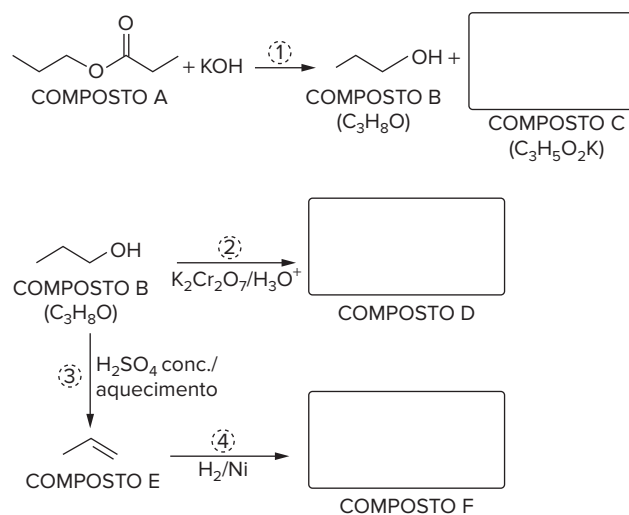
- a) Complete no espaço determinado a fórmula estrutural do produto (IV) formado pela oxidação do álcool representado na estrutura (III).
- b) Identifique pelo número qual das espécies (I, II ou III) possui isomeria geométrica (**cis - trans**) e desenhe os isômeros.

- c) Se R_1 e R_2 forem cadeias carbônicas curtas, os compostos representados por (III) serão bastante solúveis em água, enquanto que, se R_1 e/ou R_2 forem cadeias carbônicas longas, os compostos representados por (III) serão poucos solúveis ou insolúveis em água. Por outro lado, os compostos representados por (I) e (II) serão pouco solúveis ou insolúveis em água independentemente do tamanho das cadeias. Explique a diferença do comportamento observado entre as espécies (I) e (II) e a espécie (III).

Note e adote:

Considere R_1 e R_2 como cadeias carbônicas saturadas diferentes, contendo apenas átomos de carbono e hidrogênio.

110 UFJF 2012 Complete o esquema a seguir com as estruturas dos compostos C, D e F. No quadro, escreva os tipos das reações 1 e 3, bem como o nome dos compostos A, C, D e F.



Reações	Tipos das Reações	Nomes dos Compostos
1		A –
		B – 1-propanol
		C –
2	Oxidação em meio ácido	D –
3		E – propeno
4	Hidrogenação catalítica	F –



© Theunif / Dreamstime.com

FRENTE 2

CAPÍTULO

7

Propriedades coligativas

A imagem mostra uma mistura de sal e areia, que comumente é jogada em ruas e estradas que apresentam acúmulo de gelo e neve. Essa mistura diminui o ponto de fusão da água, proporcionando seu degelo. Isso se deve a uma propriedade coligativa. Vamos estudá-la?

Definição

Propriedades coligativas são aquelas que só dependem do número de partículas dissolvidas em um dado solvente e que independem da natureza das partículas.

De acordo com essa definição, o que for estudado para um tipo de partícula valerá para todos os outros tipos, o que constitui uma enorme vantagem. Sobre a influência do número de partículas, podemos torná-la clara com o exemplo e a situação esquematizada a seguir.

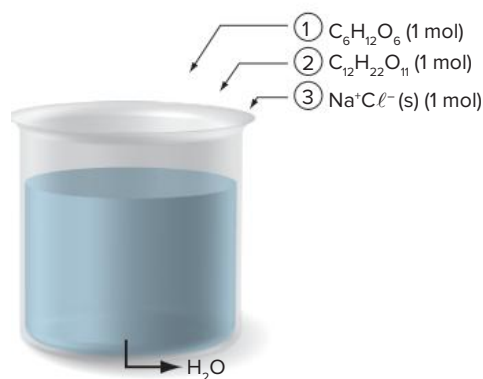


Fig. 1 Adição de solutos não voláteis à água nas condições do ambiente.

A primeira questão é: qual das soluções, 1 ou 2, possui maior efeito coligativo?

Como as duas soluções contêm o mesmo número de partículas de soluto pela mesma quantidade de solvente, ambas têm as mesmas concentrações. Pela definição de propriedades coligativas, o efeito produzido por essas adições independe da natureza das partículas e só depende do número de partículas dissolvidas.

Portanto, ambas as soluções possuem os mesmos efeitos coligativos.

Seguindo esta linha de raciocínio, a solução 3 também deveria ter o mesmo efeito coligativo das demais. Entretanto ele é praticamente duas vezes maior. Como o NaCl é uma substância iônica, quando colocada em água sofre dissociação, segundo a seguinte equação:



Como se pode perceber, a cada partícula de NaCl que se adiciona resultam duas, em virtude da dissociação iônica, o que dobra o efeito coligativo. Todos esses fatores devem ser levados em consideração no estudo deste assunto, e a dissociação de substâncias, mais especificamente, será facilitada pelo cálculo do fator de Van't Hoff, mais adiante.

Tendo esse importante conhecimento, é preciso definir agora a pressão máxima de vapor.

Pressão máxima de vapor

Para iniciar o estudo do conceito de pressão máxima de vapor, consideremos o sistema esquematizado a seguir.

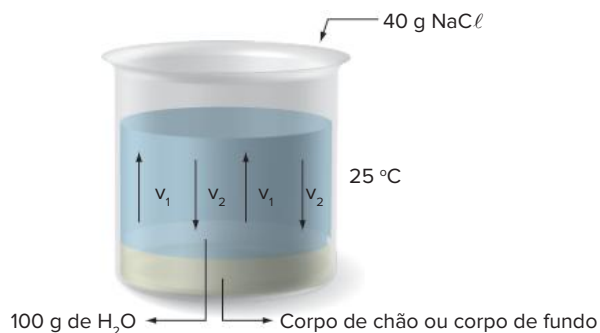


Fig. 2 Dissolução de sal de cozinha em água à temperatura ambiente.

Apesar de a dissolução do sal de cozinha ser espontânea em água, ela não é imediata, como foi observado no capítulo anterior. Inicialmente, considerando apenas o instante $t = 0$ (que representa a adição do soluto), haverá somente sal de cozinha no estado sólido, sem estar dissolvido. À medida que o tempo passa, o soluto está cada vez mais solubilizado, até se chegar a um limite, quando se atinge o coeficiente de solubilidade, que no caso do NaCl, a 25°C , é de $36,5\text{ g}/100\text{ g}$ de solvente. Isso ocorre segundo as seguintes etapas:

- ^{1ª} Lembremo nos de que não há necessidade de mexermos o sistema com instrumento de qualquer espécie. No instante inicial ($t = 0$), a dissolução do sal de cozinha se dá com uma velocidade v_1 , indicada na figura 2. Essa velocidade, segundo o que estudamos em soluções, depende da natureza do soluto e da temperatura ambiente. Porém, é preciso salientar que, nesse instante inicial, ainda não existe soluto dissolvido e, portanto, a velocidade de precipitação do soluto, v_2 , é nula.
- ^{2ª} Considerando o instante seguinte $t = 1\text{ s}$, a maior parte do sal estará no estado sólido, mas uma pequena parte já foi solubilizada. A velocidade v_1 permanece a mesma, já que nenhum dos fatores que nela influem foi alterado. Todavia, a velocidade v_2 não é mais nula, pois basta a simples existência de sal solubilizado para que ocorra o fenômeno da precipitação. É bem verdade que essa velocidade v_2 será muito pequena no início, mas aumentará gradativamente.
- ^{3ª} Como v_1 é maior que v_2 , a quantidade de sal solubilizado vai aumentando à medida que o tempo passa. Pela Lei da Ação das Massas, a velocidade v_2 também aumentará. Mas muito cuidado! Você pode ser levado a imaginar que a diminuição da quantidade de sal no estado sólido pode estar diminuindo a velocidade v_1 pelo mesmo motivo, o que não é verdade. Substâncias no estado sólido não fazem parte da Lei da Ação das Massas porque têm concentração constante, como estudado na frente 3, capítulo 4 do livro 2. Por isso, a velocidade v_1 permanece constante.
- ^{4ª} Portanto, é fácil perceber que haverá um momento em que as duas velocidades se tornarão iguais. Nesse momento, estará estabelecido o equilíbrio químico representado pela seguinte equação:



No momento em que se estabelece o equilíbrio químico, a quantidade de sal que solubiliza é exatamente a mesma que precipita. Com isso, as fases sólida e líquida não mais serão modificadas e a velocidade v_2 , que aumentava gradativamente, então se torna constante.

- 5ª Se ambas as velocidades não serão alteradas nas condições especificadas, isso significa que não haverá mais **dissolução efetiva** do sal. Portanto, a quantidade de soluto dissolvida neste instante é máxima, sendo a solução chamada de saturada.

! Atenção

Mesmo depois de estabelecido o equilíbrio químico e a solução estar saturada, continua havendo a dissolução do soluto com velocidade v_1 . Mas a dissolução efetiva, que ocorre com velocidade $v_1 - v_2$, não existe mais.

O sistema explicado anteriormente é perfeitamente análogo aos sistemas que originam vapores em suas pressões máximas.

Considere o sistema representado pela figura a seguir.

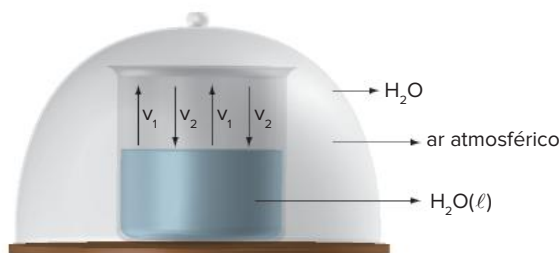


Fig. 3 Processo de evaporação da água à temperatura de 25 °C.

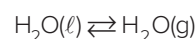
Vamos analisar, como no caso anterior, cada etapa desse processo.

- 1ª Consideremos que, inicialmente, o ar atmosférico dentro da cúpula de vidro seja totalmente desprovido de vapor-d'água e que o sistema como um todo esteja totalmente isolado. Como no caso anterior, o processo que começará a ocorrer é espontâneo, mas não imediato. No instante inicial ($t = 0$), a água evapora com uma velocidade v_1 que, analogamente ao sistema da dissolução de sal em água, depende exclusivamente da **natureza do líquido** que está evaporando e da **temperatura ambiente**. Portanto, mantendo-se a temperatura constante durante todo o processo, a velocidade v_1 também permanecerá constante. Porém, a velocidade v_2 será nula no instante inicial, já que consideramos o ar confinado dentro da cúpula como sendo desprovido de vapor-d'água.

! Atenção

Note que o sistema analisado é perfeitamente similar ao estudado anteriormente. Todavia, naquele caso, o soluto era o sal de cozinha e o solvente era a água, enquanto neste caso, o soluto é a água, e o solvente é o ar atmosférico. Logo, podemos considerar que o processo de evaporação é um fenômeno de dissolução como outro qualquer, mas no caso especial de o solvente ser o ar.

- 2ª No instante $t = 1$ s, uma pequena parte do líquido já evaporou. Isso não modifica o valor da velocidade v_1 , já que a concentração do líquido puro, bem como a dos sólidos, permanece inalterada e, portanto, não se integra à Lei da Ação das Massas. Entretanto, a velocidade v_2 não é mais nula, já que existe uma pequena quantidade de vapor que passa a exercer a sua pressão parcial.
- 3ª Como a velocidade v_1 é maior que v_2 ao longo de todo esse processo (exceto no equilíbrio), a quantidade de vapor vai aumentando gradativamente, e a pressão parcial exercida por ele também. Com isso, a velocidade v_2 também vai aumentando. Mas, como no caso anterior, o fato de a quantidade de líquido estar diminuindo não implica a diminuição da velocidade v_1 , que permanece constante. Porém, a essa altura, já sabemos que a velocidade de evaporação efetiva vai diminuindo gradativamente com o tempo.
- 4ª Em um determinado instante, as velocidades v_1 e v_2 se tornarão iguais. Nesse momento, estabelece-se o equilíbrio químico entre a fase líquida e a fase de vapor, que pode ser representado pela seguinte equação:



Aqui, não haverá mais mudanças nas quantidades de água na fase líquida e na fase de vapor, já que cessará toda a evaporação efetiva a partir de então. Portanto, a quantidade de vapor dissolvido no ar atmosférico confinado atingiu o seu valor máximo, bem como a pressão parcial que é exercida por ele. A essa pressão parcial damos o nome de **pressão máxima de vapor**. Note que, neste instante, o vapor-d'água está saturando o ar atmosférico, saturação esta similar à que ocorreu com o sal de cozinha em água. Portanto, podemos definir pressão máxima de vapor da seguinte forma:

Pressão máxima de vapor: é a pressão parcial exercida pelos vapores advindos de um líquido que saturam o ar atmosférico ou qualquer outro meio no estado gasoso.

Quando se atinge a pressão máxima de vapor em algum ambiente, qualquer quantidade em excesso de vapor precipitará em forma de corpo de chão ou corpo de fundo. É o que ocorre quando uma ou mais pessoas mantêm-se durante muito tempo dentro de um carro fechado. Essas pessoas vão suando e liberando vapor-d'água pelo processo da respiração, e a pressão parcial exercida pelos vapores vai aumentando gradativamente até atingir o limite de saturação do ar atmosférico naquelas condições de temperatura. No instante em que isso acontece, o excesso de vapor que vai sendo liberado precipita nos vidros do carro, embaçando-os. Isso nada mais é do que uma forma de chuva, só que localizada.

A própria chuva é o exemplo típico de quando se atinge a pressão máxima de vapor. Quando o ar atmosférico fica saturado de vapor-d'água em determinadas condições, todo o excedente precipita, formando o corpo de chão, que são rios, lagos, oceanos etc.

As chuvas de verão constituem ainda um caso mais interessante, pois significam a precipitação de uma solução atmosférica supersaturada de vapor-d'água.

Ainda pelo conceito de pressão máxima de vapor, podemos entender melhor o conceito de umidade relativa do ar. Esta vale 100% quando está chovendo ou na iminência de chuva e coincide com o fato de a pressão parcial de vapor-d'água atingir seu maior valor permitido. Portanto:

$$UR = \frac{PV}{PMV} \cdot 100\%$$

em que:

- UR é a umidade relativa do ar;
- PV é a pressão de vapor-d'água;
- PMV é a pressão máxima de vapor-d'água.

De posse desses conhecimentos, devemos prosseguir com a seguinte pergunta: quais os fatores que influem no valor da pressão máxima de vapor?

Como a pressão máxima de vapor depende da velocidade de evaporação v_1 , fica fácil perceber que a natureza do líquido influi nessa grandeza, já que as forças intermoleculares são determinantes nesses casos.

Além disso, a temperatura ambiente também influi, analogamente à influência na solubilidade de sólidos em líquidos, expressa pelo coeficiente de solubilidade.

A grande vantagem é que já conhecemos como se dá a variação da pressão máxima de vapor com a temperatura. Se no momento em que se atinge a pressão máxima de vapor também se estabelece um equilíbrio químico entre a fase líquida e a fase de vapor, nada mais coerente que recorrer ao diagrama de equilíbrio das fases para substâncias puras. Veja:

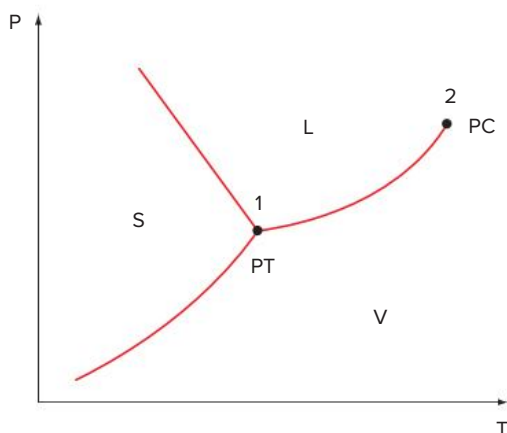


Fig. 4 Diagrama de equilíbrio de fases para a água pura.

Para relembrar esse diagrama, é possível consultar o capítulo 1 desta mesma frente.

O equilíbrio entre a fase líquida e a fase de vapor está representado pela curva contida entre os pontos triplo e crítico, representados aqui por 1 e 2, respectivamente. O trecho que nos interessa está representado a seguir.

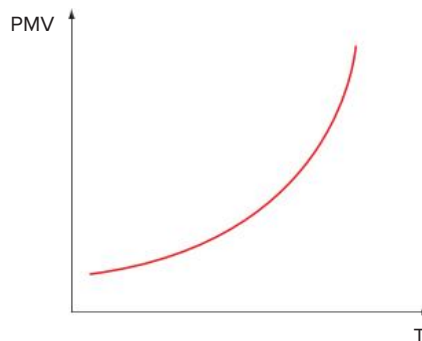


Fig. 5 Relação de dependência entre a pressão máxima de vapor de um líquido puro com a temperatura.

Como se vê, à medida que se aumenta a temperatura do líquido, a quantidade de vapor também aumenta, o que significa que o processo de evaporação é maximizado pelo incremento de temperatura. Quando aquecemos um líquido, haverá um instante em que a pressão máxima de vapor atingirá o valor da pressão atmosférica local. Nesse caso, a evaporação torna-se intensa, com formação de bolhas gasosas: é a ebulição.

Na ebulição, $P_{atm} = PMV$

Então, é possível extrair desses gráficos a temperatura de ebulição dos líquidos. Basta traçar uma reta horizontal que passe pelo valor da pressão atmosférica. A temperatura que se refere à interseção dessa reta com a curva é a temperatura de ebulição desse líquido. Veja:

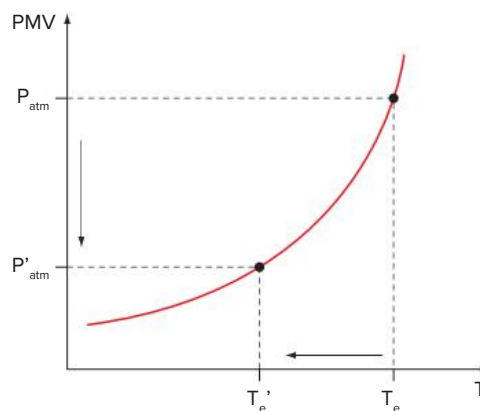


Fig. 6 Determinação da temperatura de ebulição de um líquido puro a partir da pressão atmosférica local.

Note que, se a pressão atmosférica diminui, fica mais fácil para o líquido entrar em ebulição, pois a temperatura vai ficando cada vez menor. É por isso que, à medida que a altitude em relação ao nível do mar vai aumentando, a temperatura de ebulição de um líquido vai diminuindo.

Agora, para encerrarmos este subitem, estabeleceremos uma série de importantes comparações. Começaremos analisando cuidadosamente as curvas a seguir.

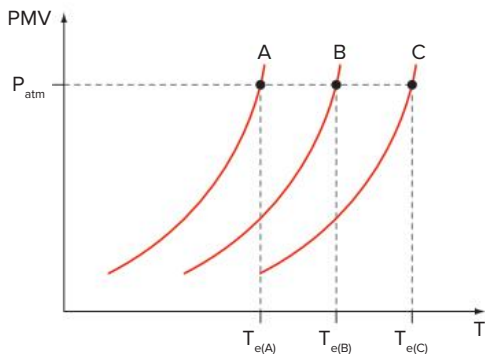


Fig. 7 Curvas de pressão máxima de vapor de três líquidos diferentes, em função da temperatura.

Pelo gráfico, percebe-se que, tomando-se a mesma temperatura para as três substâncias, a substância A é aquela que possui a maior pressão máxima de vapor. Portanto, é também aquela que tem maior facilidade de evaporar e a que entra em ebulição com a menor temperatura. O extremo oposto de tudo vale para a substância C. Com isso, dizemos que A é mais volátil que B, que por sua vez é mais volátil que C, já que a volatilidade de um líquido é a medida da facilidade com que passa para o estado de vapor.

Depois desse estudo inicial, vamos ao estudo das quatro propriedades coligativas.

Tonometria

Tonometria é o estudo da propriedade coligativa relacionada ao abaixamento relativo da pressão máxima de vapor de um líquido pela adição de um soluto não volátil.

Se adicionarmos uma quantidade de sacarose a um sistema líquido-vapor em equilíbrio, como água, por exemplo, a evaporação do solvente já não ocorrerá com a mesma velocidade v_1 . Isso se dá porque a adição desse soluto irá desequilibrar o sistema. Sendo o equilíbrio representado pela equação:



a adição de sacarose ao primeiro membro dessa equação fará com que a concentração de água líquida diminua ligeiramente. Com isso, pelo Princípio de Le Chatelier, o sistema em desequilíbrio se deslocará para a esquerda, para que se estabeleça uma nova situação estável. A quantidade de vapor sofrerá uma pequena redução, diminuindo-se, portanto, o valor da pressão máxima de vapor desse líquido, a **qualquer temperatura**. Em termos práticos, é difícil não intuir que a adição de um soluto não volátil dificulta a evaporação de um líquido. Assim, podemos comparar graficamente a pressão máxima de vapor da água pura e de soluções aquosas de açúcar comum com diferentes concentrações por meio das curvas a seguir.

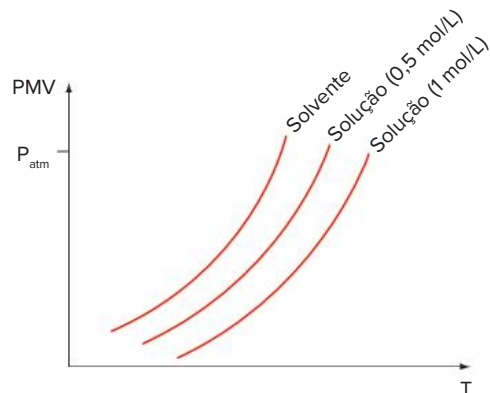


Fig. 8 Curvas de pressão máxima de vapor de um solvente puro e de suas soluções, obtidas pela adição de um soluto não volátil.

Note que as curvas estão de acordo com as explicações dadas anteriormente, em que, para cada temperatura, a pressão máxima de vapor do solvente é sempre maior que a da sua solução por adição de soluto fixo. Ainda, quanto maior a quantidade de partículas desse soluto na solução, mais intenso é o efeito coligativo. É por isso que a solução de concentração 1 mol/L tem menor pressão máxima de vapor que a solução 0,5 mol/L, a qualquer temperatura.

Um caso interessante, e que vale a pena ser analisado, é o que vem esquematizado a seguir.

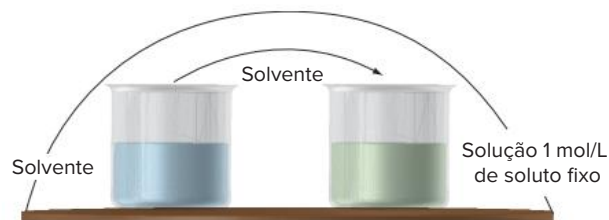


Fig. 9 Solvente e respectiva solução de soluto não volátil imersos em ar atmosférico isolado do ambiente.

Nessa experiência, basta aguardar por algumas horas para que o solvente do copo à esquerda transfira-se para o copo à direita através do ar. Isso ocorre porque o solvente lança àquela atmosfera isolada uma quantidade de vapores maior do que a máxima permitida pela solução ao lado. Com isso, a velocidade v_2 de condensação de vapores na solução é maior que a velocidade v_1 de evaporação. Assim, há uma evaporação sempre efetiva para o solvente e uma condensação sempre efetiva para a solução. Como o ar confinado transporta somente o solvente, o mesmo se comporta como uma membrana semipermeável.

Mas a pergunta adequada a essa altura é: qual é a relação entre a pressão máxima de vapor de um solvente e da sua respectiva solução?

A resposta está em estudos realizados por um cientista chamado Raoult. Em sua lei, afirma-se que o **abaixamento relativo da pressão máxima de vapor de um líquido é aproximadamente igual à fração molar do soluto**.

Por meio do gráfico a seguir, vamos ao esclarecimento da lei.

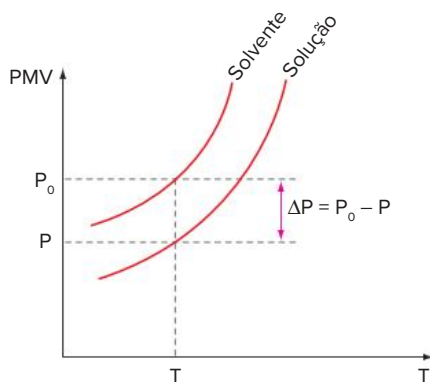


Fig. 10 Análise quantitativa do abaixamento da pressão máxima de vapor.

Nesse gráfico, temos:

P_0 : pressão máxima de vapor do solvente

P : pressão máxima de vapor da solução

$\Delta P = P_0 - P$: abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor

$\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{P_0 - P}{P_0}$: abaixamento relativo da pressão máxima de vapor

Atenção

Em Física, é muito comum que os valores de Δ refiram-se a diferenças entre situações final e inicial, nessa ordem. Portanto, é possível a existência de Δ 's negativos. No nosso caso, particularmente, é preciso que o Δ seja sempre positivo, o que, às vezes, pode inverter as parcelas. Por isso, a conta correta a ser feita é tomar a diferença entre maior e menor, respectivamente.

Pelo enunciado da Lei de Raoult, temos:

$$\frac{\Delta P}{P_0} \cong X_1, \text{ em que } X_1 = \frac{n_1}{n}$$

Quando a solução é bem-diluída, $n \cong n_2$. Com isso:

$$X_1 \cong \frac{n_1}{n_2} \Rightarrow X_1 \cong \frac{m_1 \cdot M_2}{m_2 \cdot M_1}$$

Multiplicando se por 1000 o numerador e o denominador e fazendo o arranjo adequado dos termos, temos:

$$X_1 \cong \frac{M_2}{1000} \cdot \frac{1000 \cdot m_1}{M_1 \cdot m_2} \Rightarrow X_1 \cong K_T \cdot W$$

em que K_T é a constante tonoscópica e W é a molalidade da solução.

Como se pode perceber, a constante tonoscópica depende exclusivamente da natureza do solvente e independe do tipo de partícula dissolvida. Isso ocorrerá com as outras constantes nas propriedades coligativas a seguir. Portanto, pelas equações anteriores, podemos concluir que o abaixamento relativo da pressão máxima de vapor

de um líquido também pode ser equacionado da seguinte maneira:

$$\frac{\Delta P}{P_0} \cong K_T \cdot W$$

Agora, vamos analisar os exemplos a seguir.

Exercícios resolvidos

1 Considere uma solução aquosa de glicose, com 342 g de água e 180 g de glicose. Na temperatura ambiente, a pressão máxima de vapor da água pura é de 20 mmHg. Considerando a temperatura constante, responda:

- qual o valor do abaixamento relativo da pressão máxima de vapor?
- qual o valor do abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor?
- qual o valor da pressão máxima de vapor da solução?

► Dados: C = 12; H = 1; O = 16.

Resolução:

Apesar de as perguntas parecerem semelhantes, cada uma apresenta uma resposta diferente. Vejamos.

- a) Poderemos utilizar as duas equações vistas anteriormente para resolver esta questão.

$$\frac{\Delta P}{P_0} \cong X_1, \text{ em que } m_1 = 180 \text{ g e } m_2 = 342 \text{ g.}$$

Como $M_1 = 180 \text{ g/mol}$ e $M_2 = 18 \text{ g/mol}$, temos:

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow n_1 = \frac{180 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} \Rightarrow n_1 = 1 \text{ mol}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2} \Rightarrow n_2 = \frac{342 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} \Rightarrow n_2 = 19 \text{ mol}$$

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \Rightarrow X_1 = \frac{1}{1 + 19} \Rightarrow X_1 = 0,05$$

Portanto, $\frac{\Delta P}{P_0} \cong 0,05$.

De outra maneira, teremos:

$$\frac{\Delta P}{P_0} \cong K_T \cdot W \Rightarrow \frac{\Delta P}{P_0} \cong \frac{18}{1000} \cdot \frac{1000 \cdot 180}{180 \cdot 342}$$

$$\frac{\Delta P}{P_0} \cong 0,0526.$$

Comparando-se os resultados encontrados por diferentes métodos, notamos que a porcentagem de erro é muito baixa, o que o habilita a utilizar aquilo que lhe for mais conveniente. Porém, aqui vai a sugestão para que você use preferencialmente o segundo.

- Como $P_0 = 20 \text{ mmHg}$,
 $\Delta P = 20 \cdot 0,0526 \Rightarrow \Delta P = 1,053 \text{ mmHg}$
- Como $\Delta P = P_0 - P$, temos:
 $1,053 = 20 - P \Rightarrow P = 18,947 \text{ mmHg}$

- 2 Uma solução aquosa 2 molal de sacarose apresenta sua pressão máxima de vapor igual a 20,5 mmHg, nas condições locais. Qual a pressão máxima de vapor da água pura?

Resolução:

$$\frac{\Delta P}{P_0} \cong K_T \cdot W \Rightarrow \frac{\Delta P}{P_0} \cong \frac{18}{1000} \cdot 2 \Rightarrow \frac{\Delta P}{P_0} \cong 0,036$$

Como $P = 20,5$ mmHg,

$$\frac{P_0 - P}{P_0} \cong 0,036 \Rightarrow \frac{P_0 - 20,5}{P_0} \cong 0,036$$

$$P_0 = 21,266 \text{ mmHg}$$

Ebuliometria

Ebuliometria é o estudo da propriedade coligativa relacionada ao aumento da temperatura de ebulição de um líquido pela adição de um soluto não volátil.

De fato, quando se adiciona um soluto não volátil a um dado solvente líquido, a sua temperatura de ebulição aumenta. Isso pode ser explicado pelo conhecimento adquirido no item anterior. Se a pressão máxima de vapor diminui com a adição desse soluto, então a sua volatilidade também diminui, o que acarreta um aumento na temperatura de ebulição. Veja pelas curvas de pressão máxima de vapor.

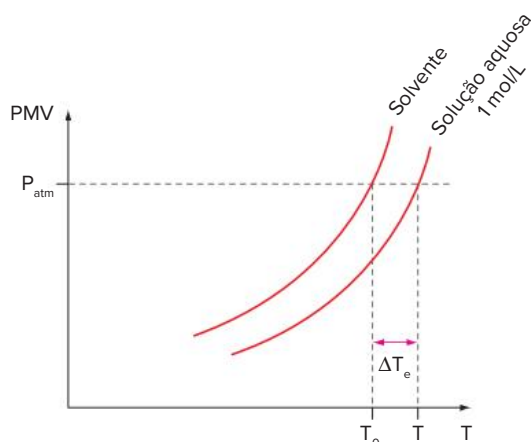


Fig. 11 Temperaturas de ebulição de um solvente puro e sua respectiva solução 1 mol/L.

Nesse gráfico, temos:

T_0 : temperatura de ebulição do solvente puro

T : temperatura de ebulição da respectiva solução

ΔT_e : aumento da temperatura de ebulição, em que

$\Delta T_e = T - T_0$, já que a diferença é sempre entre o maior e o menor valor das grandezas.

Surge novamente a pergunta: quanto vale ΔT_e ?

A resposta é dada novamente pelo cientista Raoult, por meio de uma nova relação numérica dada pela equação:

$$\Delta T_e = K_e \cdot W$$

em que K_e é a constante ebulioscópica que, similarmente à constante tonoscópica, só depende do solvente e que independe da partícula dissolvida.

Há uma expressão para K_e dada por $K_e = \frac{RT^2}{1000 \cdot L_v}$, em

que R é a constante universal dos gases, T é a temperatura de ebulição do solvente puro dada em Kelvin e L_v é o calor latente de vaporização do solvente. A dedução dessa relação foge completamente aos objetivos desta obra. A relação só foi mencionada para que você perceba que a constante só depende realmente da natureza do solvente, e não do soluto

É preciso salientar que, à medida que o solvente passa para o estado de vapor por ebulição, a concentração da solução remanescente vai aumentando. Ou seja, com o acréscimo contínuo no valor de W , o efeito coligativo vai se tornando cada vez mais intenso e, portanto, a temperatura de ebulição aumenta gradativamente ao longo do aquecimento. É por esse motivo que não existe uma temperatura de ebulição para misturas, mas uma faixa de ebulição, como visto no capítulo 1 desta mesma frente. Portanto, o mais correto é mencionarmos T como temperatura de início de ebulição.

Vamos analisar o exemplo a seguir.

Exercício resolvido

- 3 Qual a temperatura de início de ebulição de uma solução aquosa 1,5 molal de sacarose?

▶ Dado: K_e da água = $0,52$ °C/molal.

Resolução:

Pela Lei de Raoult, temos $\Delta T_e = K_e \cdot W$. Substituindo os dados, ficamos com $\Delta T_e = 0,52 \cdot 1,5 \Rightarrow T - 100 = 0,78 \Rightarrow T = 100,78$ °C.

Como se pode perceber, os efeitos coligativos não são grandes, principalmente o ebulioscópico. É por isso que não existem aplicações cotidianas importantes que se baseiem nele.

Criometria

Criometria é a propriedade coligativa que estuda o abaixamento da temperatura de congelamento de um líquido pela adição de soluto.

Quando comparamos anteriormente os diagramas de equilíbrio de fases entre os solventes e suas soluções, mostramos somente as curvas de equilíbrio entre o líquido e o vapor. Agora, faz-se necessária a construção do diagrama completo.

Como a curva de vapor de uma solução está sempre abaixo da curva de vapor de seu solvente puro, é lógico imaginar que o ponto triplo da solução se encontre a uma pressão e temperatura menores do que os valores de pressão e temperatura do ponto triplo do solvente. Já que a curva de equilíbrio entre as fases sólida e líquida parte do ponto triplo, fica fácil visualizar que essa curva para a solução encontra-se à esquerda da mesma curva do solvente. Verifique isso no gráfico a seguir.

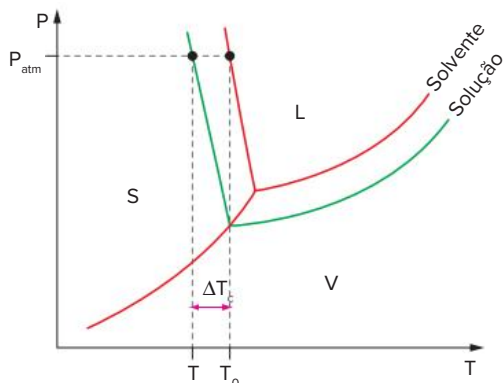


Fig 12 Diagrama de equilíbrio de fases para um solvente puro e sua respectiva solução.

Pelo diagrama, é possível notar que a adição de um soluto diminui a temperatura de congelamento de um líquido. Nesse gráfico, temos:

T_0 : temperatura de congelamento do solvente puro

T : temperatura de congelamento da solução

ΔT_c : abaixamento da temperatura de congelamento, em que $\Delta T_c = T_0 - T$, já que a diferença deve ser positiva, como nos casos anteriores.

Mas como podemos calcular o valor de ΔT_c ?

Raoult responde novamente, por meio de uma nova lei que pode ser equacionada da seguinte forma:

$$\Delta T_c = K_c \cdot W,$$

em que K_c é a constante crioscópica, a qual, como as anteriores, só depende da natureza do solvente e independe da natureza do soluto.

Há também uma relação para a constante crioscópica dada por $K_c = \frac{RT^2}{1000 \cdot L_f}$, em que L_f é o calor latente de fusão do solvente e T é a temperatura de congelamento do solvente puro.

Aqui, também vale lembrar que o mais correto é referir-se a T como temperatura de início de congelamento, já que esta varia à medida que a fusão prossegue. Isso ocorre porque, enquanto a solução for de concentração baixa (diluída), **ocorre o congelamento só do solvente**. Dessa forma, o líquido remanescente vai ficando cada vez mais concentrado e, portanto, o efeito criométrico cada vez mais intenso. À medida que o congelamento do solvente prossegue, a temperatura de congelamento decai continuamente. A Lei de Raoult calcula a temperatura de início de congelamento, mas você deve ter a consciência de que esta diminui ainda mais ao longo do resfriamento. É por isso que não podemos falar em temperatura de congelamento para uma mistura, e sim em faixa de congelamento, como visto no capítulo 1 desta mesma frente.

Ainda, o congelamento exclusivo do solvente é condicionado ao fato de a solução ser bem diluída. No entanto, como W vai aumentando, existirá um momento em que o congelamento passará a ser misto, ou seja, de soluto e solvente. Quando se atinge esse estágio, os efeitos observados já não são mais coligativos e, portanto, não obedecem à Lei de Raoult. Um exemplo cotidiano ocorre quando a água do mar congela, forma *icebergs* desprovidos de sal, ou com uma concentração mínima desse soluto.

Antes de analisarmos um exemplo numérico, vejamos algumas aplicações práticas da criometria.

- I. Em países de clima frio, como Canadá e Noruega, pode ocorrer o congelamento da água de refrigeração dos motores dos carros. Como a água expande quando congela, em razão de seu comportamento anômalo, ela pode danificar seriamente a carcaça, inutilizando a estrutura. Para evitar esse tipo de transtorno, que pode ocorrer sempre que a temperatura ambiente estiver abaixo de zero, adiciona-se à água um líquido chamado etilenoglicol, que abaixa a temperatura de congelamento da água até aproximadamente -35°C , impedindo que ela congele. O etilenoglicol é chamado popularmente nesses lugares de líquido anticongelante. Mas você deve estar se perguntando por que um soluto volátil é utilizado para esse fim, se as propriedades coligativas são válidas apenas para solutos não voláteis. O problema é que substâncias voláteis fundem-se a temperaturas muito baixas. Portanto, a adição de qualquer tipo de soluto, seja ele volátil ou não, abaixa a temperatura de congelamento do líquido, ou seja, o efeito coligativo crioscópico não apresenta restrições para o tipo de soluto utilizado.
- II. Ainda nesses países frios, a neve nas ruas e calçadas pode ser extremamente perigosa por ser muito escorregadia. Várias pessoas podem cair com facilidade, e a derrapagem dos carros é um acontecimento comum, mesmo a baixas velocidades. Para evitar acúmulo de neve ou gelo, é adicionada uma mistura de sal e areia nesses locais. O sal tem por objetivo descongelar a água, enquanto a areia serve para aumentar a aderência dos pneus dos carros, evitando acidentes.

Exercício resolvido

- 4 Qual a temperatura de início de congelamento de um líquido de refrigeração de motor de automóvel composto de água e etilenoglicol na proporção em massa de 1:1?

► Dados: $H = 1$; $O = 16$; $C = 12$; K_c da água = $1,86^\circ\text{C/molal}$.

Resolução:

Pelos dados do problema, $m_1 = m_2$.

Como a fórmula do etilenoglicol é $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$, sua massa molar é de 62 g/mol . Pela Lei de Raoult, temos:

$$\Delta T_c = K_c \cdot W \Rightarrow T = 0 - 1,86 \cdot \frac{1000 \cdot m_1}{62 \cdot m_2} \Rightarrow T = -30^\circ\text{C}$$

Osmometria

Osmometria é a propriedade coligativa que estuda o aumento da pressão osmótica de um líquido pela adição de soluto.

Para entendermos melhor esse efeito coligativo, construiremos o conceito de pressão osmótica.

Antes, porém, é importante analisarmos os tipos de membrana existentes:

- membrana impermeável, que não permite a passagem, através dela, nem de soluto nem de solvente;
- membrana permeável, que permite a passagem, através dela, de soluto e de solvente;
- membrana semipermeável, que permite a passagem, através dela, de solvente, mas impede a passagem de soluto. Como exemplos de membranas semipermeáveis, podemos citar as membranas plasmáticas das células e o papel-celofane.

De posse do conhecimento dos tipos de membrana, podemos analisar alguns fenômenos importantes. Consideremos um recipiente dividido por uma membrana impermeável. Em um dos compartimentos, colocaremos água pura, enquanto no outro colocaremos uma solução aquosa de sacarose, como mostrado na figura a seguir.

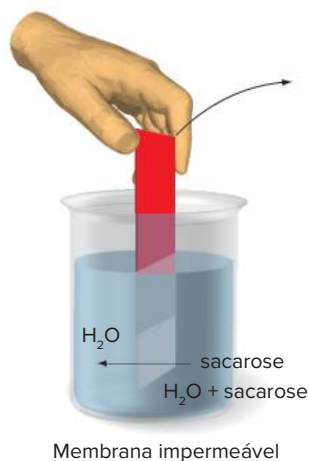


Fig. 13 Recipiente em que está ocorrendo o fenômeno da difusão.

Inicialmente, a membrana impede qualquer movimentação de substâncias entre os compartimentos, mas, depois que ela é retirada, a sacarose espalha-se uniformemente, ao longo dos compartimentos, de forma natural e espontânea. Isso vai ao encontro do princípio de aumento da entropia, em que a desorganização de um sistema é um fenômeno espontâneo.

Esse espalhamento espontâneo e uniforme do soluto através do solvente é chamado de difusão.

Todavia, se substituirmos a membrana impermeável por outra semipermeável, sem a retirarmos, a passagem de soluto para que ocorra o fenômeno da difusão torna-se impossível. Porém, a natureza sempre buscará obedecer aos seus princípios, como o espalhamento do soluto. Como não haverá locomoção da sacarose, a água atravessará a membrana semipermeável (essa locomoção é permitida) para diluir (espalhar) a sacarose. O meio mais concentrado passa a ser chamado de hipertônico, enquanto o menos concentrado, de hipotônico. O nível de líquido no compartimento de água irá diminuir, enquanto no compartimento da solução aquosa de sacarose irá aumentar. Chamamos **osmose** esse fenômeno espontâneo. Portanto:

Osmose é a passagem de solvente, através de uma membrana semipermeável, do meio hipotônico para o meio hipertônico.

Visualize o fenômeno da osmose na figura a seguir.

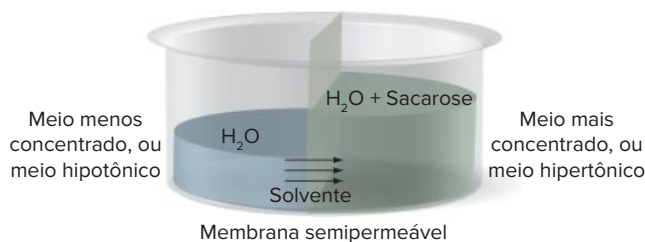


Fig. 14 Esquema mostrando o fenômeno da osmose.

É possível que se exerça uma pressão externa ao meio hipertônico de forma que se impeça o fenômeno da osmose. A essa pressão damos o nome de pressão osmótica.

Pressão osmótica (π) é aquela que deve ser aplicada ao meio hipertônico de um sistema de forma que se impeça o fenômeno da osmose.

Qual o valor da pressão osmótica de uma solução?

As experiências e medições mostram que o valor da pressão osmótica (π) é o mesmo valor de pressão calculado para gases pela equação de Clapeyron. Portanto:

$$PV = nRT \Rightarrow \pi = \frac{n}{V} \cdot RT \Rightarrow \pi = \mathfrak{M}RT$$

O fenômeno da osmose explica vários fatos interessantes do cotidiano. Veja alguns deles a seguir.

- Como a membrana plasmática das células é semipermeável, pode ocorrer osmose tanto em células animais como em células vegetais. Se essas células forem mergulhadas em água pura, esta constituirá o meio hipotônico, enquanto o citoplasma da célula, o meio hipertônico. Com isso, devido ao fluxo de solvente do meio hipotônico para o meio hipertônico, as células incham. No caso de células animais, como hemácias, por exemplo, pode ocorrer o rompimento da membrana plasmática, o qual é chamado de lise. Nas células vegetais, esse rompimento não é possível em virtude da presença da parede celular, que é uma estrutura rígida.
- O soro fisiológico dos hospitais, que é aplicado aos pacientes, deve ter a mesma pressão osmótica do sangue. Com isso, evita-se o fenômeno da osmose, pois não haverá meios hipotônico e hipertônico. Qualquer desequilíbrio osmótico entre soro fisiológico e sangue pode ter consequências drásticas.
- As drogas injetáveis não têm a mesma concentração do sangue, o que causa um desequilíbrio osmótico. Além de todos os malefícios do uso de entorpecentes, há também as consequências mencionadas anteriormente.
- Banhos de banheira são, geralmente, danosos à pele. Porém, com a adição de sais de banho, chega-se mais próximo ao equilíbrio osmótico entre a pele e a água da banheira.
- Peixes de água doce não podem viver em água salgada, nem os de água salgada podem viver em água doce, por causa do desequilíbrio osmótico. Os de água doce, se colocados em água salgada, morreriam por desidratação, devido à perda excessiva de água.

Já os de água salgada, se colocados em água doce, absorveriam água em excesso, e morreriam. Agora, vamos calcular a pressão osmótica no exemplo a seguir.

Exercício resolvido

- 5 Adicionam-se 90 g de glicose a um copo de béquer em água suficiente para 50 mL de solução. Qual o valor da pressão osmótica dessa solução?

► Dados: C = 12; H = 1; O = 16; $T_{\text{amb}} = 27^\circ\text{C}$.

Resolução:

Calculamos a molaridade da solução.

$$\mathfrak{M} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V_{(L)}} \Rightarrow \mathfrak{M} = \frac{90}{180 \cdot 0,05} \Rightarrow \mathfrak{M} = 10 \text{ mol/L}$$

Pela equação da pressão osmótica, temos:

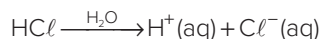
$$\pi = \mathfrak{M}RT \Rightarrow \pi = 10 \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow \pi = 246 \text{ atm}$$

Fator de Van't Hoff

Como vimos no primeiro item deste capítulo, uma propriedade é chamada de coligativa quando depende exclusivamente do número de partículas de soluto dissolvidas em um dado solvente. Isso significa que a natureza dessas partículas não interfere nas propriedades. Porém, analisamos também que, quando o soluto é iônico, pode sofrer dissociação e multiplicar o número de partículas, multiplicando, portanto, a intensidade do efeito coligativo. No caso dos ácidos, ocorre o processo de ionização, que também multiplica o número de partículas dissolvidas. Apesar de os ácidos serem compostos covalentes, a adição deles à água também multiplica os efeitos coligativos.

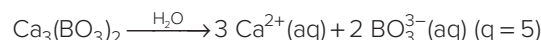
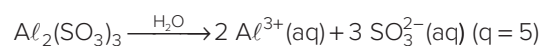
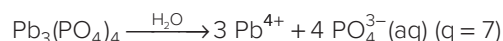
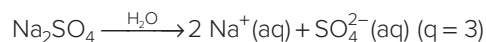
Portanto, para solutos iônicos, quando se encontram em solução, ou soluções aquosas de ácidos, a Lei de Raoult precisa ser corrigida. Esse fator que corrige a Lei de Raoult nesses casos chamamos fator de Van't Hoff, que pode ser deduzido como mostrado a seguir.

- Consideremos a adição de HCl em água, como equacionada abaixo:



Como podemos perceber, de cada partícula de HCl, são geradas duas outras. O número de partículas geradas por um soluto, quando adicionadas ao solvente, será representado pela letra q . Para esse caso, $q = 2$.

De forma mais direta, pode-se calcular outros q 's:



Todavia, foi considerado em todos os casos anteriores que a dissociação (ou ionização) seria total, ou seja,

$\alpha = 100\%$ ou $\alpha = 1$. Mas, na realidade, as dissociações (ou ionizações) podem não ser totais. Nesses casos, precisamos montar tabelas similares às aquelas usadas no cálculo do K_c em equilíbrios químicos.

Para saber mais sobre essas tabelas, leia o capítulo 5 da frente 3, no livro 2.

Vejamos o primeiro exemplo:

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\alpha = 60\%} 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$			
Início:			
Reação:			
Final:			

Partindo-se sempre de 1 partícula reagente e sabendo que não existem produtos no início ($t = 0$), a tabela pode começar a ser preenchida.

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\alpha = 60\%} 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$			
Início:	1	0	0
Reação:			
Final:			

Na linha da reação, sabemos que α é a quantidade de reagente que irá ser consumida, devendo ser subtraída no cálculo da linha final. Ainda na linha da reação, as quantidades dos produtos devem ser calculadas a partir das proporções entre os coeficientes estequiométricos e da quantidade consumida de reagente. Veja:

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\alpha = 60\%} 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$			
Início:	1	0	0
Reação:	-0,6	+1,2	+0,6
Final:			

Para o cálculo das quantidades finais das partículas, devemos subtrair o reagente consumido e somar os produtos formados. Com isso:

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\alpha = 60\%} 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$			
Início:	1	0	0
Reação:	-0,6	+1,2	+0,6
Final:	0,4	1,2	0,6

Portanto, de 1 partícula Na_2SO_4 obtemos um total de 2,2 partículas. Com isso, o efeito coligativo é 2,2 vezes maior do que para uma mesma quantidade de um soluto molecular, e o efeito deve ser corrigido, multiplicando-o por 2,2. Esse número é o fator de Van't Hoff (i).

De uma maneira mais direta, podemos analisar mais casos, como os mostrados a seguir.

$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_4 \xrightarrow{\alpha = 70\%} 3 \text{Pb}^{4+}(\text{aq}) + 4 \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$			
Início:	1	0	0
Reação:	-0,7	+2,1	+2,8
Final:	0,3	2,1	2,8

Nesse caso, $i = 5,2$

$Al_2(SO_3)_3 \xrightarrow{\alpha = 80\%} 2 Al^{3+}(aq) + 3 SO_3^{2-}(aq)$			
Início:	1	0	0
Reação:	-0,8	+1,6	+2,4
Final:	0,2	1,6	2,4

$$i = 4,2$$

$Ca_3(BO_3)_2 \xrightarrow{\alpha = 90\%} 3 Ca^{2+}(aq) + 2 BO_3^{3-}(aq)$			
Início:	1	0	0
Reação:	-0,9	+2,7	+1,8
Final:	0,1	2,7	1,8

$$i = 4,6$$

Também podemos deduzir uma fórmula que calcula o fator i para o caso geral.

Vamos a ela:

$C_xA_y \xrightarrow{\alpha} xC^{y+}(aq) + yA^{x-}(aq)$			
Início:	1	0	0
Reação:	$-\alpha$	$+\alpha x$	$+\alpha y$
Final:	$1 - \alpha$	αx	αy

Porém $x + y = q$. Portanto: $i = 1 + \alpha(q - 1)$

Para facilitar o cálculo do fator de correção, você pode usar a relação deduzida de forma direta, o que poupará tempo em relação à construção da tabela. Como o fator i corrige o efeito coligativo, teremos:

$$\frac{\Delta P}{P_o} \cong X_1 \cdot i \text{ ou } \frac{\Delta P}{P_o} \cong K_T \cdot W \cdot i \text{ (tonometria)}$$

$$\Delta T_e = K_e \cdot W \cdot i \text{ (ebulimetria)}$$

$$\Delta T_c = K_c \cdot W \cdot i \text{ (criometria)}$$

$$\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i \text{ (osmometria)}$$

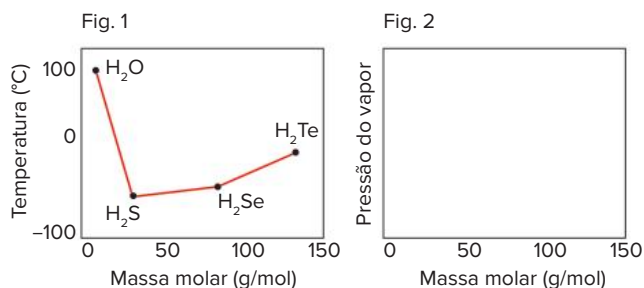
Quando o soluto é molecular, $i = 1$.

Revisando

1 Unesp O soro glicosado é uma solução aquosa contendo 5% em massa de glicose ($C_6H_{12}O_6$) e isotônica em relação ao sangue, apresentando densidade aproximadamente igual a $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

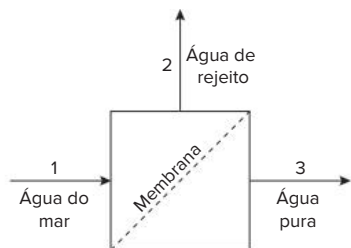
- Sabendo que um paciente precisa receber 80 g de glicose por dia, que volume desse soro deve ser ministrado diariamente a este paciente?
- O que aconteceria com as células do sangue do paciente caso a solução injetada fosse hipotônica? Justifique sua resposta, utilizando as propriedades coligativas das soluções.

2 UFC O gráfico a seguir (fig. 1) apresenta os pontos de ebulição em função da massa molar para as moléculas do tipo H_2X , onde X é um elemento do grupo 16 da tabela periódica.



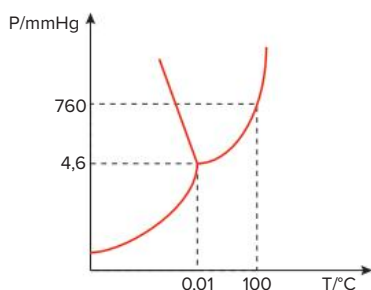
- Defina, em função da pressão de vapor, a temperatura de ebulição.
- Desenhe um gráfico, apresentando o perfil da pressão de vapor em função da massa molar para esses hidretos.

- 3 UFRJ** Água potável pode ser obtida pelo bombeamento de água do mar contra uma membrana semipermeável que permite somente a passagem de parte da água, de acordo com o diagrama a seguir. Por esse processo, obtém-se uma corrente de água pura e outra de rejeito, concentrada em sal.



Disponha as correntes aquosas 1, 2 e 3, em ordem crescente de temperaturas de congelamento, à pressão atmosférica. Justifique sua resposta.

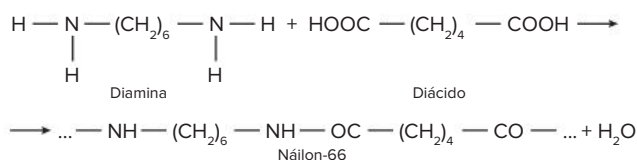
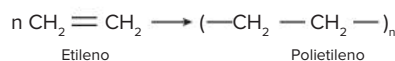
- 4 UFG** O diagrama de fases da água é representado a seguir.



As diferentes condições ambientais de temperatura e pressão de duas cidades, A e B, influenciam nas propriedades físicas da água. Essas cidades estão situadas ao nível do mar e a 2.400 m de altitude, respectivamente. Sabe-se também que, a cada aumento de 12 m na altitude, há uma mudança média de 1 mmHg na pressão atmosférica. Sendo a temperatura em A de $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$ e em B de $-35\text{ }^{\circ}\text{C}$, responda:

- Em qual das duas cidades é mais fácil liquefazer a água por compressão? Justifique.
- Quais são as mudanças esperadas nos pontos de fusão e ebulição da água na cidade B com relação a A.

- 5 Unifesp** Os polímeros fazem parte do nosso cotidiano e suas propriedades, como temperatura de fusão, massa molar, densidade, reatividade química, entre outras, devem ser consideradas na fabricação e aplicação de seus produtos. São apresentadas as equações das reações de obtenção dos polímeros polietileno e náilon-66.



- Quanto ao tipo de reação de polimerização, como são classificados os polímeros polietileno e náilon-66?
- A medida experimental da massa molar de um polímero pode ser feita por osmometria, técnica que envolve a determinação da pressão osmótica (π) de uma solução com uma massa conhecida de soluto. Determine a massa molar de uma amostra de 3,20 g de polietileno (PE) dissolvida num solvente adequado, que em 100 mL de solução apresenta pressão osmótica de $1,64 \cdot 10^{-2}$ atm a $27\text{ }^{\circ}\text{C}$.

► **Dados:** $\pi = iRTM$, onde i (fator de $n = \text{Van't Hoff}$) = 1;
 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $T = \text{temperatura Kelvin}$;
 $M = \text{concentração em mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- 6 Unesp** O nível de glicose no sangue de um indivíduo sadio varia entre 0,06 e 0,11% em massa. Em indivíduos diabéticos, a passagem da glicose para o interior da célula, através de sua membrana, é dificultada, e o nível de glicose em seu exterior aumenta, podendo atingir valores acima de 0,16%. Uma das consequências desta disfunção é o aumento do volume de urina excretada pelo paciente. Identifique o fenômeno físico-químico associado a esse fato e explique por que ocorre o aumento do volume de urina.

- 7 Uerj** O Mar Morto apresenta uma concentração salina de $280 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, enquanto nos demais mares e oceanos essa concentração é de $35 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Considere as três amostras a seguir, admitindo que as soluções salinas apresentadas contenham os mesmos constituintes:
- amostra A: água pura;
 - amostra B: solução salina de concentração idêntica à do Mar Morto;
 - amostra C: solução salina de concentração idêntica à dos demais mares e oceanos.
- Indique a amostra que apresenta a maior temperatura de ebulição, justificando sua resposta. Em seguida, calcule o volume da amostra B a ser adicionado a 7 L da amostra A para formar uma nova solução salina que apresente a mesma concentração da amostra C.

- 8 Unesp** A adição de substâncias à água afeta suas propriedades coligativas. Compare as temperaturas de fusão e ebulição de duas soluções aquosas contendo, respectivamente, 1 mol/L de NaCl e 1 mol/L de glicose, nas mesmas condições de pressão.

- 9 ITA** Foram realizadas duas experiências com dois ovos de galinha. Inicialmente, ambos foram imersos em vinagre até a dissolução total da casca, que pode ser considerada constituída prioritariamente por carbonato de cálcio. Os ovos envoltos apenas em suas membranas foram cuidadosamente retirados do vinagre e deixados secar por um breve período. A seguir, um ovo foi imerso em água pura e, o outro, numa solução saturada de sacarose, sendo ambos assim mantidos até se observar variação volumétrica de cada ovo.
- a) Escreva a equação química balanceada que descreve a reação de dissolução da casca de ovo.
 - b) O volume dos ovos imersos nos líquidos deve aumentar ou diminuir? Explique sucintamente por que estas variações volumétricas ocorrem.

Exercícios propostos

- 1 PUC-RS 2016** Quando se compara a água do mar com a água destilada, pode-se afirmar que a primeira, em relação à segunda, tem menor _____, mas maior _____.
- A densidade – ponto de ebulição
 - B condutividade elétrica – densidade
 - C pressão de vapor – condutividade elétrica
 - D concentração de íons – ponto de ebulição
 - E ponto de congelamento – facilidade de vaporização do solvente
- 2 Fuvest** Em um mesmo local, a pressão de vapor de todas as substâncias puras líquidas:
- A tem o mesmo valor à mesma temperatura.
 - B tem o mesmo valor nos respectivos pontos de ebulição
 - C tem o mesmo valor nos respectivos pontos de congelamento.
 - D aumenta com o aumento do volume do líquido presente, à temperatura constante.

E diminui com o aumento do volume de líquido presente, à temperatura constante.

- 3 FEI** Foram realizadas medidas de pressão de vapor em experiências com o tubo de Torricelli utilizando os líquidos puros: água, álcool, éter e acetona, todos à mesma temperatura de 20°C e ao nível do mar. Os resultados foram os seguintes:

	Água	Álcool	Éter	Acetona
Pressão de vapor (mmHg)	17,5	43,9	184,8	442,2

Considerando os mesmos líquidos, a 20°C , os que entram em ebulição na referida temperatura num ambiente onde a pressão fosse reduzida a 150 mmHg seriam:

- A nenhum dos líquidos.
- B apenas a acetona.
- C apenas o éter e a acetona.
- D apenas a água.
- E apenas a água e o álcool.

4 Famerp 2020 A tabela apresenta as pressões de vapor, à mesma temperatura, de três substâncias polares I, II e III.

Substância	Pressão de vapor (mmHg)
I	60
II	200
III	260

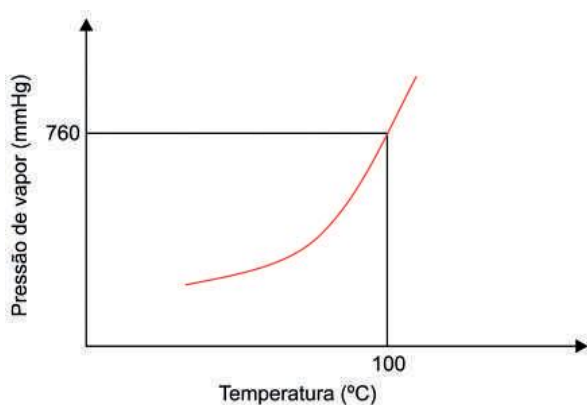
Considerando as informações fornecidas, pode-se afirmar que

- A a substância II estará no estado gasoso à temperatura ambiente.
- B a substância III apresentará menor pressão de vapor em maior altitude.
- C a substância I apresenta a maior intensidade de interações entre suas moléculas.
- D a substância I apresentará maior temperatura de ebulição se for adicionada a ela certa quantidade da substância II.
- E a substância III apresenta a maior temperatura de ebulição.

5 Fasm 2017 Analise a tabela que apresenta a pressão de vapor a 100 °C para três diferentes substâncias.

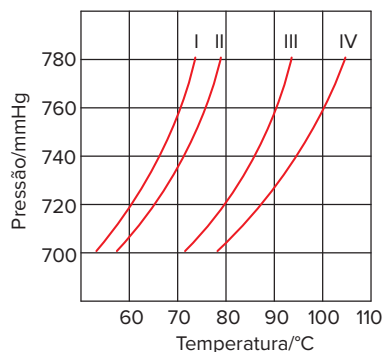
Substância	Pressão de vapor (mmHg)
Butan-2-ol	790
Hexan-3-ol	495
Água	760

- a) Esboce no gráfico a seguir as curvas de pressão de vapor relativas aos álcoois apresentados na tabela. Qual dos dois álcoois é o mais volátil?



- b) Explique, de acordo com a relação entre as forças intermoleculares e os pontos de ebulição, por que o butan-2-ol apresenta maior pressão de vapor que o hexan-3-ol, à mesma temperatura.

6 Vunesp No gráfico a seguir, as curvas I, II, III e IV correspondem à variação da pressão de vapor em função da temperatura de dois líquidos puros e das respectivas soluções de mesma concentração de um mesmo sal nesses dois líquidos. O ponto de ebulição de um dos líquidos é 90 °C.



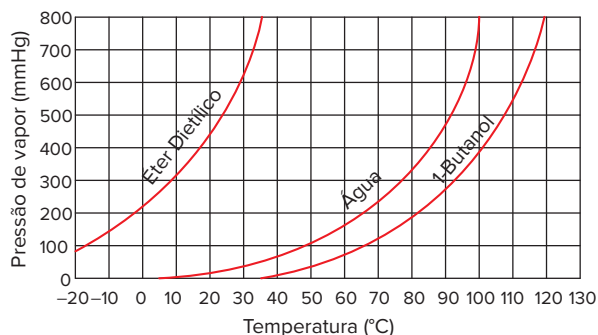
Utilizando os números das curvas respectivas:

- a) indicar quais curvas correspondem aos líquidos puros. Indicar entre os dois qual é o líquido mais volátil e justificar.
- b) indicar quais curvas correspondem às soluções. Justificar

► **Dica da questão 6:** O solvente e sua respectiva solução têm curvas de pressão de vapor muito próximas. Além disso, curvas à esquerda se referem a líquidos mais voláteis.

7 Fuvest Responda.

- a) No topo do monte Everest, a água entra em ebulição a 76 °C. Consultando o gráfico, qual deve ser o ponto de ebulição do éter dietílico no mesmo local? Justifique.
- b) Através dos dados do gráfico pode-se afirmar que, sob uma mesma pressão, o ponto de ebulição do 1 butanol é maior do que o do éter dietílico. Explique esse comportamento com base na estrutura desses compostos.



8 Fatec Se a água contida em um béquer está fervendo, e o termômetro acusa a temperatura de 97 °C, pode-se afirmar que:

- A a temperatura de ebulição independe da pressão ambiente.
- B existe algum soluto dissolvido na água, o que abaixa a temperatura de ebulição.
- C nessa temperatura a pressão de vapor de água é menor do que a pressão ambiente.
- D nessa temperatura estão sendo rompidas ligações intramoleculares.
- E nessa temperatura a pressão de vapor de água é igual à pressão ambiente.

9 FEI Em um cilindro de aço de capacidade máxima de 4 litros, previamente evacuado, munido de um êmbolo móvel, coloca-se 1 litro de água pura. Uma vez atingido o equilíbrio, a uma dada temperatura, a pressão de vapor de água é registrada no manômetro instalado no cilindro. Relativamente às proposições:

1. a pressão de vapor da água pura não depende da quantidade de vapor entre a superfície líquida e as paredes do êmbolo móvel;
2. a pressão de vapor da água pura não depende da quantidade de líquido presente no cilindro;
3. o aumento da temperatura acarreta um aumento na pressão de vapor da água pura;
4. ao substituirmos a água por igual quantidade de éter puro no cilindro, mantendo a mesma temperatura, a pressão de vapor do éter puro registrada no manômetro resulta a mesma da água pura.

São verdadeiras:

- A apenas a 3.
 B apenas a 3 e 4.
 C apenas a 1, 2 e 4.
 D apenas a 1, 3 e 4.
 E apenas a 1, 2 e 3.

► **Dica da questão 9:** A pressão máxima de vapor só depende da natureza das partículas dissolvidas e da temperatura.

10 ITA Qual das opções a seguir contém a sequência correta de ordenação da pressão de vapor saturante das substâncias seguintes na temperatura de 25 °C: CO₂; Br₂; Hg?

- A $p_{\text{CO}_2} > p_{\text{Br}_2} > p_{\text{Hg}}$
 B $p_{\text{CO}_2} \approx p_{\text{Br}_2} > p_{\text{Hg}}$
 C $p_{\text{CO}_2} \approx p_{\text{Br}_2} \approx p_{\text{Hg}}$
 D $p_{\text{Br}_2} > p_{\text{CO}_2} > p_{\text{Hg}}$
 E $p_{\text{Br}_2} > p_{\text{CO}_2} \approx p_{\text{Hg}}$

► **Dica da questão 10:** Mercúrio liga-se através de nuvem eletrônica (ligação metálica). CO₂ e Br₂ têm forças intermoleculares de mesma intensidade, mas $R_{\text{Br}_2} > R_{\text{CO}_2}$

11 ITA Considere que sejam feitas as seguintes afirmações em relação à pressão de vapor saturante de líquidos e/ou sólidos.

- I. As pressões de vapor da água líquida e do gelo têm o mesmo valor a -10 °C.
- II. Tanto a pressão de vapor de líquidos como a de sólidos aumentam com o aumento da temperatura.
- III. A pressão de vapor de um líquido depende das forças de interação intermoleculares.
- IV. No ponto triplo da água pura, a pressão de vapor do gelo tem o mesmo valor que a pressão de vapor da água líquida.
- V. A pressão de um vapor em equilíbrio com o respectivo líquido independe da extensão das fases gasosa e líquida.

Qual das opções a seguir se refere a todas as afirmações corretas?

- A I e II. C I, II, III e V. E I, II, III, IV e V.
 B I e IV. D II, III, IV e V.

► **Dica da questão 11:** Antes de começar a resolver a questão, desenhe o diagrama de equilíbrio de fases, prolongando, com linha pontilhada, a curva de equilíbrio entre líquido e vapor, para análise de situações instáveis.

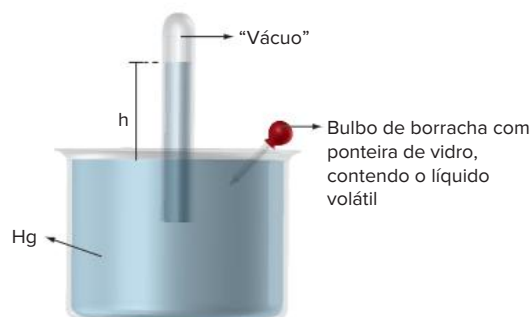
12 ITA Considere as afirmações abaixo, todas relativas à pressão de 1 atm.

- I. A temperatura de fusão do ácido benzoico puro é 122 °C, enquanto a da água pura é 0 °C.
- II. A temperatura de ebulição de uma solução aquosa 1,00 mol L⁻¹ de sulfato de cobre é maior do que a de uma solução aquosa 0,10 mol L⁻¹ deste mesmo sal.
- III. A temperatura de ebulição de uma solução aquosa saturada em cloreto de sódio é maior do que a da água pura.
- IV. A temperatura de ebulição do etanol puro é 78,4 °C, enquanto a de uma solução alcoólica 10% (m/m) em água é 78,2 °C.

Das diferenças apresentadas em cada uma das afirmações acima, está(ão) relacionada(s) com propriedades coligativas:

- A apenas I e III. D apenas II e IV.
 B apenas I. E apenas III e IV.
 C apenas II e III.

13 UEL Um líquido volátil é introduzido, por um conta-gotas, num espaço onde há “vácuo”, conforme esquema a seguir.



Dado: $h =$ pressão ambiente.

Com isso a altura da coluna de mercúrio (Hg) muda de h para h_1 , sendo que $h_1 < h$.

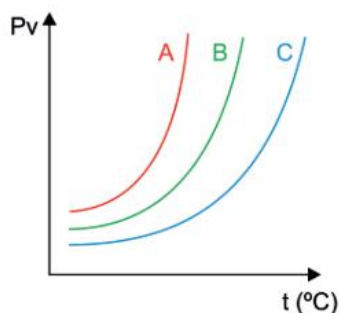
Com esse experimento, obtém-se para o líquido volátil o valor de sua:

- A pressão de vapor.
 B massa molar.
 C densidade.
 D temperatura de ebulição
 E tensão superficial.

► **Dica da questão 13:** $P_{\text{líq}} = \mu gh$.

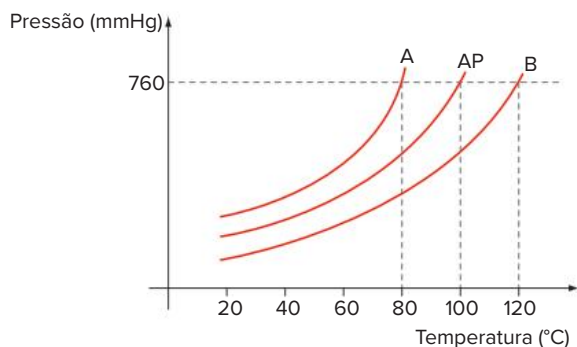
14 FMJ 2016 Considere os sistemas 1, 2 e 3 numa mesma temperatura e o comportamento de cada um desses sistemas representados no gráfico.

1. Água pura
2. Solução aquosa $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de glicose.
3. Solução aquosa $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de KCl .



- Associe cada um dos sistemas (1, 2 e 3) a cada uma das curvas (A, B e C) e indique qual o sistema mais volátil
- A adição de um soluto não volátil aumenta ou diminui a pressão máxima de vapor de um solvente? Justifique sua resposta.

15 UFRGS Considere o gráfico a seguir que representa as variações das pressões máximas de vapor da água pura (AP) e duas amostras líquidas A e B, em função da temperatura.



Pode-se concluir que, em temperaturas iguais:

- a amostra A constitui-se de um líquido menos volátil que a água pura.
- a amostra B pode ser constituída de uma solução aquosa de cloreto de sódio.
- a amostra B constitui-se de um líquido que evapora mais rapidamente que a água pura.
- a amostra A pode ser constituída de solução aquosa de sacarose.
- as amostras A e B constituem-se de soluções aquosas preparadas com solutos diferentes.

16 Vunesp Em dois frascos idênticos, I e II, foram colocados volumes iguais de água e de solução concentrada de cloreto de sódio, respectivamente. Os dois frascos foram colocados sob uma campânula de vidro hermeticamente fechada, como mostra a figura a seguir.

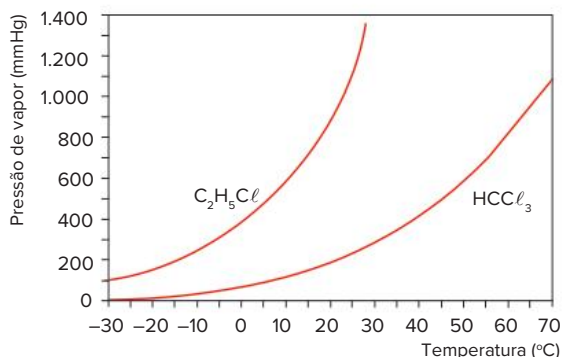


Após algum tempo, observou-se que o frasco I estava totalmente vazio e que no frasco II o volume havia dobrado, contendo, portanto, uma solução diluída de cloreto de sódio.

- Explique por que ocorreu esse fenômeno.
- Explique o que acontece com o ponto de congelamento das soluções inicial e final de cloreto de sódio. Justifique sua resposta.

Dica da questão 16: Este é um fenômeno de osmose em que a membrana semipermeável é o ar que envolve I e II.

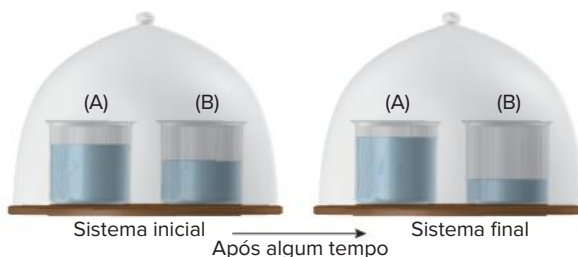
17 Vunesp A variação das pressões de vapor de HCCl_3 e $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ com a temperatura é mostrada no gráfico.



Considere a pressão de 1 atmosfera:

- a que temperatura cada substância entrará em ebulição?
- qual é o efeito da adição de um soluto não volátil sobre a pressão de vapor das soluções?

18 UEL A figura a seguir mostra dois conjuntos com dois béqueres (A) e (B) com soluções aquosas de mesmo soluto não volátil, porém de concentrações diferentes. Os béqueres estão colocados em um recipiente fechado. Após algum tempo, o sistema atinge o equilíbrio (sistema final) e observa-se que o nível da solução contida no béquer (A) aumentou e o nível da solução contida no béquer (B) diminuiu.



- Com base na figura, considere as afirmativas a seguir.
- No início, a pressão de vapor da água no bquer (B) é maior que a pressão de vapor da água no bquer (A).
 - Inicialmente, a solução no bquer (B) está mais diluída que a solução no bquer (A).
 - A água é transferida, como vapor, da solução mais concentrada para a solução mais diluída.
 - A pressão de vapor da água nos bqueres (A) e (B) é menor que a pressão de vapor da água pura.

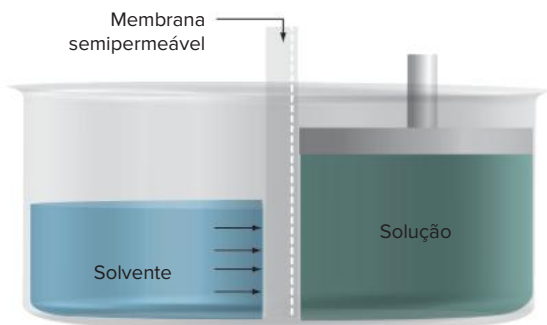
Estão corretas apenas as afirmativas:

- A I e II C II e IV E II, III e IV
 B II e III. D I, II e IV.

- 19 Vunesp** Quando um ovo é colocado em um bquer com vinagre (solução diluída de ácido acético), ocorre uma reação com o carbonato de cálcio da casca. Após algum tempo, a casca é dissolvida, mas a membrana interna ao redor do ovo se mantém intacta. Se o ovo, sem a casca, for imerso em água, ele incha. Se for mergulhado numa solução aquosa de cloreto de sódio (salmoura), ele murcha. Explique, utilizando equações químicas balanceadas e propriedades de soluções, conforme for necessário, por que:
- a casca do ovo se dissolve no vinagre;
 - o ovo sem casca incha, quando mergulhado em água, e murcha, quando mergulhado em salmoura.

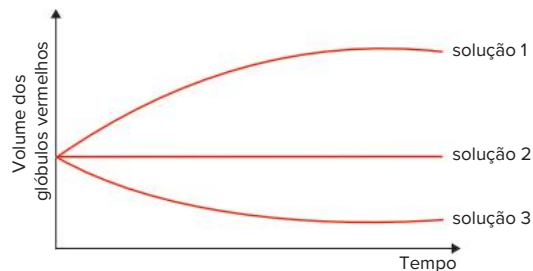
Dica da questão 19: A membrana interna do ovo é semipermeável.

- 20 IME** A pressão osmótica de uma solução de poli-isobutileno sintético em benzeno foi determinada a 25 °C. Uma amostra contendo 0,20 g de soluto por 100 cm³ de solução subiu até uma altura de 2,4 mm quando foi atingido o equilíbrio osmótico. A massa específica da solução no equilíbrio é 0,88 g/cm³. Determine a massa molecular do poli-isobutileno.



Dica da questão 20: A pressão exercida pela coluna do desnível é pressão osmótica. Portanto, $P_{\text{liq}} = p \Rightarrow \rho gh = \pi RT$.

- 21 FCMSCSP 2018** O gráfico apresenta a variação do volume de glóbulos vermelhos no sangue quando imersos em soluções isotônica, hipotônica e hipertônica, não necessariamente nesta ordem.



No gráfico, as soluções isotônica, hipotônica e hipertônica são, respectivamente, as soluções

A 1, 2 e 3. C 1, 3 e 2. E 3, 1 e 2.
 B 2, 1 e 3. D 2, 3 e 1.

- 22 Uece 2018 (Adapt.)** O propanotriol, presente em alimentos industrializados, é também usado como umectante, solvente e amaciante. Utilizando-se a constante ebulioscópica da água 0,512 °C/m, é correto afirmar que o ponto de ebulição de 18,4 g de propanotriol dissolvidos em 500 g de água é, aproximadamente,
- A 100,14 °C. C 100,60 °C.
 B 100,79 °C. D 100,20 °C.

- 23 FEI** Uma determinada solução molecular experimenta uma variação de 0,41 atm em sua pressão osmótica ao ter sua temperatura elevada de 10 °C. A molaridade dessa solução é:
- A 0,02 D 0,5
 B 0,2 E 2
 C 0,1

Dica da questão 23: $\Delta\pi = \pi R \Delta T$, sendo $\Delta T_{\text{(K)}} = \Delta T_{\text{(°C)}}$.

- 24 FGV-SP** Em países onde os invernos são rigorosos, coloca-se sobre o leito de ruas, consideradas prioritárias ao trânsito, uma mistura de sal (NaCl), cloreto de cálcio (CaCl₂) e areia, para diminuir os riscos de derrapagens dos veículos, durante os períodos de nevascas. Cada um desses produtos tem uma função definida, que associadas são muito eficientes. Indique a afirmação correta.
- A O sal abaixa o ponto de congelamento da água, o cloreto de cálcio quando se dissolve absorve calor, e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
 B O sal eleva o ponto de congelamento da água, o cloreto de cálcio quando se dissolve absorve calor, e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
 C O sal abaixa o ponto de congelamento da água, o cloreto de cálcio quando se dissolve libera calor, e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
 D O sal abaixa o ponto de congelamento da água, o cloreto de cálcio dissolve-se através de uma reação endotérmica, e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
 E O sal eleva o ponto de congelamento da água, o cloreto de cálcio dissolve-se através de uma reação endotérmica, e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.

25 ITA Em uma amostra de água do mar dissolve-se um pouco de sacarose. Em relação à consequência desse acréscimo de sacarose, são feitas as seguintes afirmações.

- I. A pressão de vapor da água diminui.
- II. A pressão osmótica da solução aumenta.
- III. A condutividade elétrica da solução permanece praticamente a mesma.
- IV. A temperatura precisará descer mais para que possa começar a solidificação.
- V. O grau de dissociação dos sais presentes na água do mar permanecerá praticamente o mesmo.

Das afirmações, estão corretas:

- A apenas I, II e III. D apenas II, III, IV e V.
 B apenas II, III e IV. E todas.
 C apenas III, IV e V.

26 Mackenzie 12,0 g de uma substância X, dissolvida em 500 g de água, sob pressão normal, entra em ebulição a 100,12 °C. A massa molecular de X é:

Dado: Constante ebulioscópica da água = 0,52 °C mol⁻¹ kg.

- A 52 C 41,6 E 24
 B 104 D 12,47

27 PUC-Campinas Eventualmente, a solução 0,30 M de glicose é utilizada em injeção intravenosa, pois tem pressão osmótica próxima à do sangue. Qual a pressão osmótica, em atmosferas, da referida solução a 37 °C?

- A 1,00 C 1,76 E 9,83
 B 1,50 D 7,63

28 UPE 2017 A sardinha vem sendo utilizada na pesca industrial de atum. Quando jogados ao mar, os cardumes de sardinha atraem os cardumes de atuns, que se encontram em águas profundas. Porém, estudos têm mostrado que o lambari, conhecido no Nordeste como piaba, é mais eficiente para essa atividade. O lambari se movimenta mais na superfície da água, atraindo os atuns com maior eficiência. Apesar de ser um peixe de água doce, o lambari não causa nenhum prejuízo ao ecossistema. Ao ser colocado no oceano, ele sobrevive por cerca de 30 minutos, no máximo.

Adaptado de: <http://revistagloborural.globo.com/>

No uso dessa tecnologia pesqueira, os lambaris morrem porque

- A são tipicamente hiposmóticos e não sobrevivem em concentrações isosmóticas.
 B desidratam, pois estavam em um ambiente isotônico onde a salinidade variava muito.
 C passam para um ambiente aquático hipertônico, apresentando uma contínua perda de água por osmose.
 D absorvem muita água e não têm como eliminá-la dos seus organismos, por isso incham até explodir.
 E passam para um ambiente aquático hipotônico, apresentando uma contínua absorção de água por osmose.

29 FHO O sangue humano tem pressão osmótica 7,8 atm a 37 °C. A massa aproximada de cloreto de sódio que deve ser dissolvida em água, suficiente para preparar 4 litros de solução isotônica, a ser usada nessa temperatura é:

- A 9 g
 B 18 g
 C 27 g
 D 36 g
 E 45 g

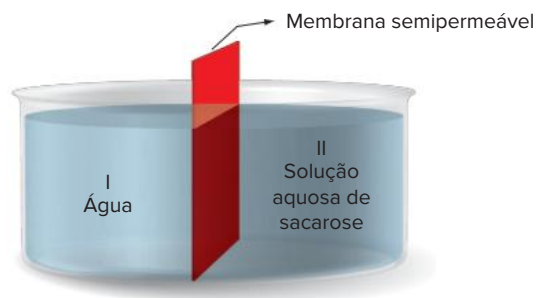
30 UFU Um sistema formado por mais de uma substância foi testado, verificando-se que:

- entra em ebulição a 102 °C;
- não conduz corrente elétrica;
- apresenta densidade de 1,112 g/L;
- não separa seus componentes por decantação.

Com base nas características citadas, entre as alternativas a seguir, a que está mais adequada para representar tal sistema é:

- A álcool e gasolina.
 B acetona e cloreto de sódio.
 C água e álcool.
 D água e iodeto de potássio
 E água e sacarose.

31 FMU/Fiam Considere o esquema:



Mantendo-se a temperatura constante, após algum tempo verificamos:

- A um aumento do volume de I e diminuição do volume de II.
 B um aumento de volume de II e diminuição do volume de I.
 C que os volumes de I e II permanecem inalterados.
 D que os volumes de I e II diminuem à metade
 E que a solução aquosa de sacarose II tem sua concentração aumentada.

32 UEL Uma solução aquosa de glicose apresenta concentração 0,50 molal. Calcular a elevação do ponto de ebulição da água, em graus Celsius.

Dados: Constante ebulioscópica molal da água = 0,52 °C/molal.

- A 5,2 D 0,26
 B 2,6 E 0,13
 C 0,52

- 33 ITA** Temos três soluções de açúcar em água (1, 2 e 3). As soluções 1 e 3 são postas em copos distintos. Com a solução 2 enchemos dois saquinhos de celofane em forma de envoltório de salsicha. Os saquinhos são suspensos por um fio, nos dois copos, conforme o esquema. Os saquinhos não “vazam”, todavia seu conteúdo muda de volume conforme assinalado no desenho.



Aqui notamos que o saquinho murcha.



Aqui notamos que o saquinho incha.

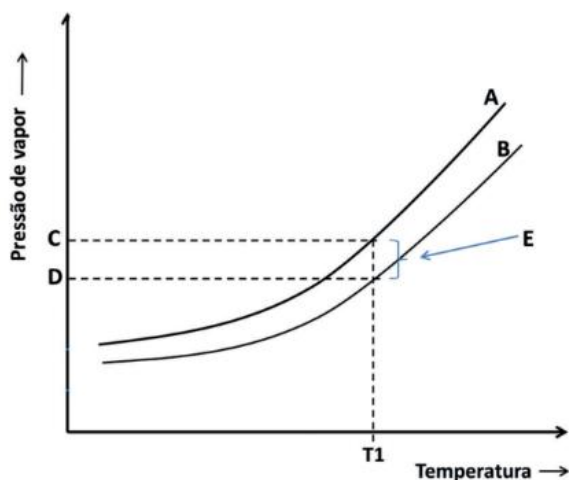
Em face das observações, foram feitas as seguintes afirmações:

- I. a pressão de vapor da água nas soluções cresce na sequência 1, 2 e 3.
- II. a temperatura de início de solidificação no resfriamento decresce na sequência 1, 2 e 3.
- III. a temperatura de início de ebulição no aquecimento cresce na sequência 1, 2 e 3.

Está(ão) correta(s) a(s) afirmativa(s):

- A apenas I.
- B apenas II.
- C apenas III.
- D nenhuma.
- E todas.

- 34 UFSC 2019** Para completar uma saborosa refeição com carne e salada, nada como uma salada de maionese com batatas cozidas. O cozimento é usualmente realizado acrescentando-se batatas picadas a uma panela que contém uma solução de água e sal de cozinha em ebulição. Todavia, ao acrescentar sal à água, altera-se sua curva de aquecimento. A figura abaixo ilustra a variação na pressão de vapor em função da temperatura (sem escalas) para a água pura e para a solução de sal de cozinha (cloreto de sódio) em água.



Sobre o assunto e com base nas informações anteriores, é correto afirmar que:

- 01 a curva correspondente à solução de sal de cozinha em água é representada pela letra A, ao passo que o comportamento da água pura é representado pela curva B.
- 02 a temperatura de ebulição da água utilizada para cozinhar a batata (solução de sal de cozinha em água) será maior do que a temperatura de ebulição da água pura.
- 04 o abaixamento da pressão de vapor, a redução do ponto de congelamento, a elevação do ponto de ebulição e a pressão osmótica são propriedades coligativas que independem da concentração do soluto.
- 08 a magnitude da variação na pressão de vapor, representada pela letra E, independe da quantidade de sal de cozinha adicionada à água para cozimento.
- 16 o ponto C corresponde à pressão de vapor da solução de sal de cozinha em água na temperatura T1.
- 32 a quantidade de moléculas em fase gasosa presentes em temperatura ambiente na solução de sal de cozinha é menor a 25 °C do que a 90 °C.

Soma:

- 35 Ufes** Uma solução de 5,00 g de ácido acético em 100 g de benzeno congela a 3,37 °C. Uma solução de 5,00 g de ácido acético em 100 g de água congela a 1,49 °C.

- a) Encontre a massa molar de ácido acético a partir do experimento em água.
- b) Encontre a massa molar do ácido acético a partir do experimento em benzeno e, sabendo que a fórmula molecular do ácido acético é $C_2H_4O_2$, explique o resultado encontrado nesse experimento.

► **Dados:**

Solvente	K_{pc} (°C kg mol ⁻¹)	t_c (°C)
Benzeno	-5,12	5,5
Água	-1,86	0,0

Onde K_{pc} é a constante do ponto de congelamento (crioscópica) e t_c é a temperatura de congelamento.

- 36 Unicamp** As informações contidas a seguir foram extraídas de rótulos de bebidas chamadas “energéticas”, muito comuns atualmente, e devem ser consideradas para a resolução da questão.

► **Dados:** Cada 500 mL contém:

Valor energético = 140 kcal; carboidratos (sacarose) = 35 g; sais minerais = 0,015 mol*;

proteínas = 0 g; lipídeos = 0 g.

*(valor calculado a partir do rótulo)
A pressão osmótica (π) de uma solução aquosa de íons e/ou de moléculas pode ser calculada por $\pi = \mathfrak{M}RT$.

Esta equação é semelhante àquela dos gases ideais. M é a concentração, em mol/L, de partículas (íons e moléculas) presentes na solução. O processo de osmose que ocorre nas células dos seres vivos, inclusive nas do ser humano, deve-se, principalmente, à existência da pressão osmótica. Uma solução aquosa 0,15 mol/L de NaCl é chamada de isotônica em relação às soluções contidas nas células do homem, isto é, apresenta o mesmo valor de pressão osmótica que as células do corpo humano. Com base nestas informações e admitindo $R = 8,3 \text{ kPa} \cdot \text{litro/mol K}$:

- calcule a pressão osmótica em uma célula do corpo humano onde a temperatura é 37°C .
- a bebida do rótulo é isotônica em relação às células do corpo humano? Justifique. Considere que os sais adicionados são constituídos apenas por cátions e ânions monovalentes.

37 ITA Considerando que a pressão osmótica da sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) a 25°C é igual a 15 atm:

- Calcule a massa de sacarose necessária para preparar 1,0 L de sua solução aquosa à temperatura ambiente.
- Calcule a temperatura do ponto de congelamento de uma solução contendo 5,0 g de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) em 25 g de água. Sabe-se que a constante do ponto de congelamento da água é igual a $1,86^\circ\text{C kg mol}^{-1}$.
- Determine a fração molar de hidróxido de sódio em uma solução aquosa contendo 50% em massa desta espécie.

38 ITA Prepara-se, a 25°C , uma solução por meio da mistura de 25 mL de n-pentano e 45 mL de n-hexano.

▶ **Dados:** Massa específica do n-pentano = 0,63 g/mL; massa específica do n-hexano = 0,66 g/mL; pressão de vapor do n-pentano = 511 torr; pressão de vapor do n-hexano = 150 torr.

Determine os seguintes valores, mostrando os cálculos efetuados.

- Fração molar do n-pentano na solução.
- Pressão de vapor da solução.
- Fração molar do n-pentano no vapor em equilíbrio com a solução.

39 Vunesp Considerar duas soluções, de ácido clorídrico e outra de ácido acético (ácido etanoico), ambas 10^{-2} M. Pergunta-se:

- qual das duas soluções apresenta menor temperatura de congelamento? Justificar.
- calcular o pH da solução de ácido clorídrico. A solução de ácido acético tem pH menor ou maior? Por quê?

40 Vunesp Considere as pressões osmóticas, medidas nas mesmas condições, de quatro soluções que contêm 0,10 mol de cada soluto dissolvido em um litro de água:

p_1 – pressão osmótica da solução de NaCl

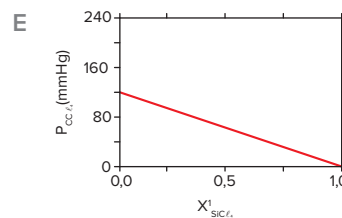
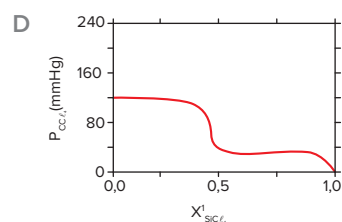
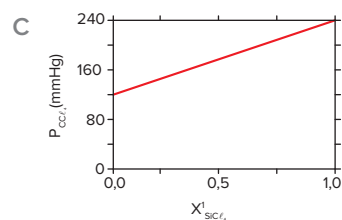
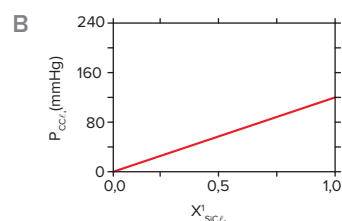
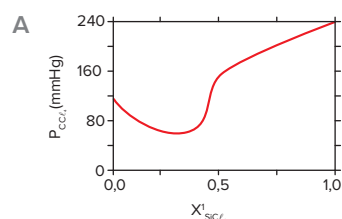
p_2 – pressão osmótica da solução de MgCl_2

p_3 – pressão osmótica da solução de glicose

p_4 – pressão osmótica da solução de sacarose

Estabeleça uma ordem crescente ou decrescente das pressões osmóticas das quatro soluções. Justifique a ordem proposta.

41 ITA Considere soluções de $\text{SiCl}_4/\text{CCl}_4$ de frações molares variáveis, todas a 25°C . Sabendo que a pressão de vapor do CCl_4 a 25°C é igual a 114,9 mmHg, assinale a opção que mostra o gráfico que melhor representa a pressão de vapor de CCl_4 (P_{CCl_4}) em função da fração molar de SiCl_4 no líquido ($X^1_{\text{SiCl}_4}$).



42 UEMG 2017 Ebulioscopia é a propriedade coligativa, relacionada ao aumento da temperatura de ebulição de um líquido, quando se acrescenta a ele um soluto não volátil.

Considere as três soluções aquosas a seguir:

Solução A = NaCl 0,1 mol/L

Solução B = sacarose 0,1 mol/L

Solução C = CaCl₂ 0,1 mol/L

As soluções foram colocadas em ordem crescente de temperatura de ebulição em

- A C, A, B
- B B, A, C
- C A, B, C
- D C, B, A

- 43 UEM 2017** Sobre propriedades coligativas, assinale a(s) alternativa(s) **correta(s)**.

▶ **Dados:** K = 39; Cl = 35,5; Na = 23.

- 01 Tonoscopia, ebuloscopia, microscopia e crioscopia são exemplos de propriedades coligativas
- 02 A pressão de vapor de uma solução de 100 g de água e 1 g de KCl é maior que a de uma solução de 100 g de água e 1 g de NaCl
- 04 Uma pessoa pode morrer de desidratação celular se beber apenas água do mar
- 08 O ponto de ebulição de uma solução preparada pela dissolução de 1 mol de ureia (CH₄N₂O) em 1000 g de água é igual ao ponto de ebulição de uma solução preparada pela dissolução de 1 mol de glicose (C₆H₁₂O₆) em 1000 g de água
- 16 Se o ponto de fusão de uma solução de 1 mol de glicose em 1000 g de água é 1,86 °C, então o ponto de fusão de uma solução de 1 mol de NaCl em 1000 g de água será de 3,72 °C.

Soma:

- 44 Fuvest** Dissolvendo-se 0,010 mol de cloreto de sódio em 100 g de água obtém-se uma solução que, ao ser resfriada, inicia sua solidificação à temperatura de 0,370 °C. Analogamente, dissolvendo-se 0,010 mol de um sal x em 100 g de água, obtém-se uma solução que inicia sua solidificação a 0,925 °C. Dentre os sais a seguir, qual poderia ser o sal x?
- A Acetato de sódio
 - B Carbonato de sódio
 - C Nitrato de ferro(III)
 - D Sulfato de crômio(III)
 - E Cloreto de amônio

▶ **Dica da questão 44:** Equacione a Lei de Raoult para ambas as situações e divida a 1ª pela 2ª. Pelo fator de Van't Hoff da 2ª, determina-se o soluto.

- 45 PUC-Minas** Sejam dadas as seguintes soluções aquosas:

- I. 0,1 mol/L de cloreto de potássio (KCl)
- II. 0,3 mol/L de glicose (C₆H₁₂O₆)
- III. 0,1 mol/L de sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁)
- IV. 0,3 mol/L de sulfato de sódio (Na₂SO₄)

Assinale a alternativa que apresenta as soluções em ordem decrescente de temperatura de ebulição.

- A III > I > II > IV
- B IV > II > I > III
- C IV > II > III > I
- D III > II > I > IV

- 46 PUC-SP** Osmose é a difusão do solvente através de uma membrana semipermeável do meio menos concentrado para o meio mais concentrado. A pressão osmótica (π) de uma determinada solução é a pressão externa a qual essa solução deve ser submetida para garantir o equilíbrio osmótico com o solvente puro. A osmose é uma propriedade coligativa, ou seja, depende somente do número de partículas dispersas em solução e não da natureza do soluto.

Preparou-se as seguintes soluções aquosas:

Solução 1: HCl(aq) 0,01 mol/L;

Solução 2: H₃CCOOH(aq) 0,01 mol/L;

Solução 3: C₁₂H₂₂O₁₁(aq) 0,01 mol/L;

Solução 4: MgCl₂(aq) 0,01 mol/L.

Considerando-se a natureza dessas soluções, pode-se concluir a respeito de suas pressões osmóticas que:

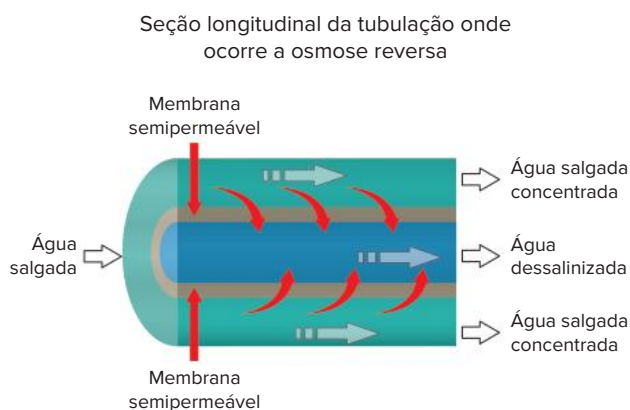
- A $\pi_3 < \pi_1 = \pi_2 < \pi_4$
- B $\pi_4 < \pi_3 < \pi_2 < \pi_1$
- C $\pi_2 = \pi_3 < \pi_4 = \pi_1$
- D $\pi_1 = \pi_2 = \pi_3 < \pi_4$
- E $\pi_3 < \pi_2 < \pi_1 < \pi_4$

- 47 Uerj** Um medicamento utilizado como laxante apresenta em sua composição química os sais Na₂HPO₄ e NaH₂PO₄, nas concentrações de 142 g/L e 60 g/L, respectivamente. A eficácia do medicamento está relacionada à alta concentração salina, que provoca perda de água das células presentes no intestino. Admitindo que cada um dos sais encontra-se 100% dissociado, calcule a concentração de íons Na⁺, em mol/L, no medicamento. Em seguida, também em relação ao medicamento, nomeie o sal com menor concentração e a propriedade coligativa correspondente à sua ação laxante.

Dessalinização de água do mar

A maior quantidade de água disponível na Terra está nos mares e oceanos, com elevada concentração de sal, logo, ela está imprópria para consumo. As reservas de água potável são escassas, e alguns países não têm acesso garantido a essas reservas e, além disso, geralmente as águas de poços profundos possuem elevada concentração de sal, o que diminui suas opções para obter água potável. Assim, é crescente o investimento na pesquisa de um método para retirar o sal da água, conhecido como dessalinização da água.

Maneiras tradicionais de laboratório, como a destilação, não se mostram muito eficientes, práticas ou economicamente viáveis para a dessalinização da água em grande escala. No fim da década de 1960, começou a surgir o processo de osmose reversa, um processo em que um solvente (água) é separado de um soluto (sal) de baixa massa molecular por uma membrana permeável ao solvente e impermeável ao soluto (membrana semipermeável). Isso ocorre quando se aplica uma grande pressão sobre esse meio aquoso, que contraria o fluxo natural da osmose, o que dá nome ao processo. A água passa por membranas com microporos, da ordem de 10 – 100 Angstroms, e consegue reduzir em até 100 vezes a concentração de sal na água do mar.



A osmose reversa é um processo que pode ser aplicado em escala industrial e que produz água com elevado grau de pureza, propícia a ser utilizada no consumo humano, na geração de energia por caldeiras e na fabricação de remédios, por exemplo. O custo desse procedimento ainda é elevado, mas tem sido reduzido ao longo dos anos com o desenvolvimento da técnica. Atualmente, algumas empresas produzem membranas sintéticas extremamente duráveis, e existem estudos para a utilização de energia solar em vez de energia elétrica nesse processo, o que pode diminuir muito o custo.

Com a crescente preocupação ambiental da sociedade, o uso desse mecanismo tende a ser ampliado e diversificado, para permitir a reutilização de grande parte da água consumida. Algumas ETEs (estações de tratamento de esgoto) possuem projetos pilotos para recuperar água a partir de esgoto, por exemplo. Esse tratamento também traz algumas vantagens sobre tratamentos convencionais de água, reduzindo o uso de compostos potencialmente nocivos, como alumínio, relacionado com o mal de Alzheimer, e cloro, que pode gerar moléculas cancerígenas quando em excesso. Assim, esse processo pode, além de gerar água potável em locais áridos, melhorar a qualidade e a quantidade de água de uma maneira geral



Aparelho de osmose reversa.

Osmorregulação e excreção

As células vivas estão sujeitas a sofrer osmose, um processo físico-químico que as leva a perder ou a ganhar água, com variação de volume. Ao longo do processo evolutivo, os animais desenvolveram diversos mecanismos para regular o processo osmótico a que estão sujeitos. Esses mecanismos constituem o que se denomina **osmorregulação**.

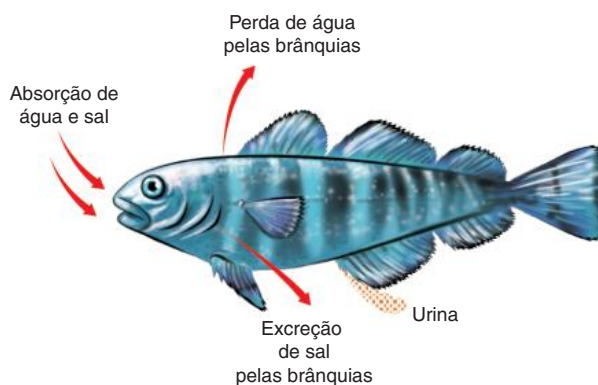
Animais osmoconformantes

Muitas espécies de animais marinhos não sofrem osmose, pois a tonicidade de suas células e líquidos corporais é equivalente à da água salgada. Tais animais são chamados de **osmoconformantes** e não necessitam regular a concentração de seu meio interno. Existem animais, porém, cuja tonicidade interna é muito diferente da tonicidade do local em que vivem. Assim, precisam controlar ativamente a quantidade de água que entra e que sai do corpo devido à osmose. São por isso chamados de osmorreguladores.

Osmorregulação no ambiente aquático

Animais marinhos

Tubarões e outros peixes cartilagosos (raias, cações, quimeras etc.) são capazes de manter a tonicidade de seu sangue próxima à da água do mar.

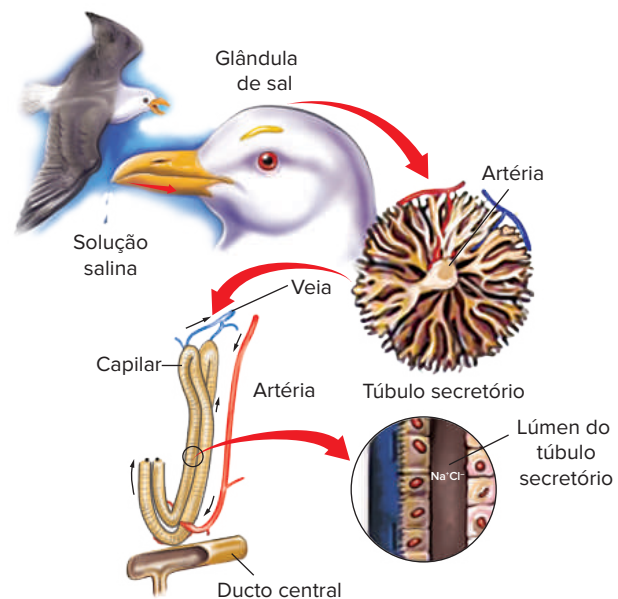


Isso é conseguido pela síntese e acúmulo, no sangue, de uma substância denominada ureia, que se constitui em um soluto osmoticamente importante. A ureia é continuamente eliminada pelos rins, de tal maneira que o animal consegue controlar a quantidade desse soluto no sangue. Os tubarões possuem ainda uma glândula localizada no intestino reto, que continuamente retira sais em excesso do sangue, eliminando-os pelo ânus.

Os peixes ósseos marinhos evoluíram, ao que tudo indica, de ancestrais de água doce. Como herança dessa origem, a tonicidade de seus líquidos internos é bem menor que a tonicidade da água do mar. Por isso eles estão continuamente perdendo água para o meio devido à osmose.

Para compensar essa perda, os peixes ósseos marinhos bebem água salgada e são capazes de eliminar o excesso de sal ingerido através da superfície das brânquias.

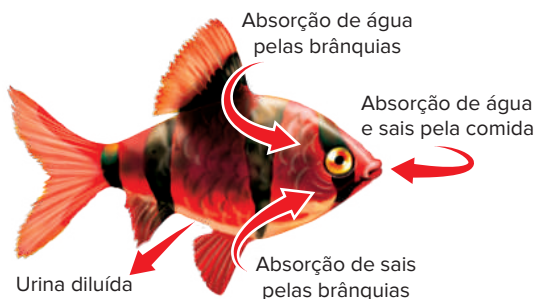
Aves marinhas como as gaivotas e os albatrozes possuem glândulas nasais especializadas em eliminar excessos de sais do corpo. Tartarugas marinhas também possuem glândulas semelhantes, que se abrem junto aos olhos.



Mamíferos marinhos como golfinhos e baleias, apesar de não beberem água salgada, sempre ingerem um pouco de água do mar junto com os alimentos. O equilíbrio osmótico desses animais é conseguido por meio da eliminação de sais pelos rins na urina.

Animais de água doce

Animais de água doce têm problema osmótico inverso ao dos animais de água salgada. As células e os líquidos internos dos animais de água doce são hipertônicos em relação ao meio, de modo que estão sempre absorvendo água por osmose



Os peixes de água doce têm de eliminar grande quantidade de água na urina e, com isso, perdem sais importantes. Essa perda salina é compensada pela absorção ativa de sais através do epitélio que reveste as brânquias.

Animais estenoalinos e eurialinos

Animais aquáticos, sejam de água doce ou salgada, em geral não conseguem suportar variações pronunciadas na salinidade do meio onde vivem. Eles são chamados de estenoalinos (do grego *steno*, estreito; e *halos*, sal) porque sobrevivem somente em um estreito limite de salinidade da água.

Há animais, porém, capazes de sobreviver bem em ambientes aquáticos onde a salinidade varia muito. Eles são chamados eurialinos (do grego *eury*, largo) porque suportam larga faixa de variação de salinidade. Moluscos, crustáceos e peixes que vivem em estuários de rios, onde a salinidade varia de acordo com as marés, são exemplo de animais eurialinos.



Animais eurialinos: (A) Siris vivem em mangues e estuários de rios. (B) Salmões vivem parte da vida nos rios e parte no mar.



Quando estão no mar bebem água salgada e excretam o excesso de sal através das brânquias. Nos rios param de beber e modificam o metabolismo do epitélio branquial, que passa a absorver sais ativamente.

Osmorregulação no ambiente terrestre

No ambiente terrestre os animais têm de ingerir água, bebendo a ou comendo alimentos que contenham água. Têm também de evitar a perda de água por dessecação, desenvolvendo camadas impermeáveis, tais como a concha dos moluscos terrestres, o exoesqueleto dos insetos ou a camada de queratina da epiderme dos vertebrados terrestres

A perda de água foi o principal fator a limitar a colonização do ambiente de terra firme, haja visto que apenas um pequeno número de filos animais atuais tem representantes terrestres. Dentre esses, os artrópodos e vertebrados foram os que desenvolveram os mais eficientes mecanismos de obtenção e economia de água e de sais minerais.

Para os vertebrados terrestres, a osmorregulação consiste em ingerir água e sais em quantidades suficientes, evitando que essas substâncias falem ou se acumulem no sangue. Os rins são os principais órgãos encarregados de manter o sangue na tonicidade adequada, através da eliminação dos excessos de água, sais e outras substâncias osmoticamente ativas na urina.

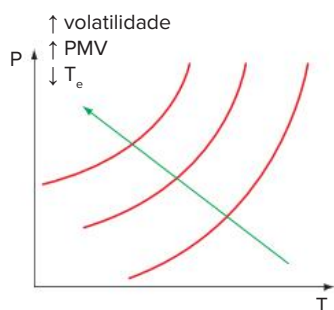
[...]

Disponível em: <www.sobiologia.com.br/conteudos/FisiologiaAnimal/excrecao.php>
Adaptado

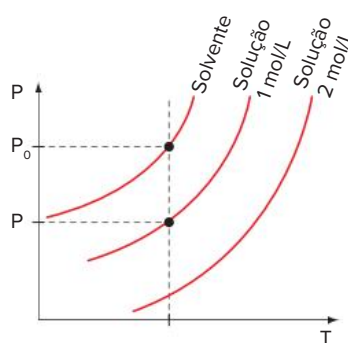
Resumindo

- Propriedades coligativas são propriedades que dependem apenas do número de partículas do soluto dissolvidas em solução e que independem do tipo de partícula.
- ↑ nº de partículas do soluto:
 - ↓ pressão máxima de vapor: tonoscopia
 - ↑ temperatura de ebulição: ebulioscopia
 - ↓ temperatura de congelamento: crioscopia
 - ↑ pressão osmótica: osmoscopia
- Pressão máxima de vapor de um líquido é a pressão parcial exercida pelos vapores de um líquido quando estes saturam o ar atmosférico

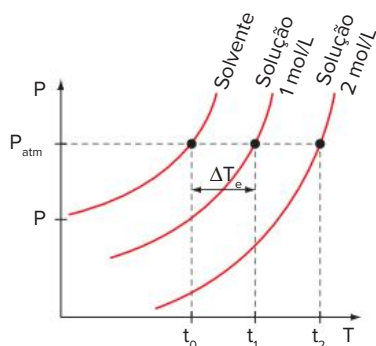
PMV depende { da temperatura
da natureza do líquido



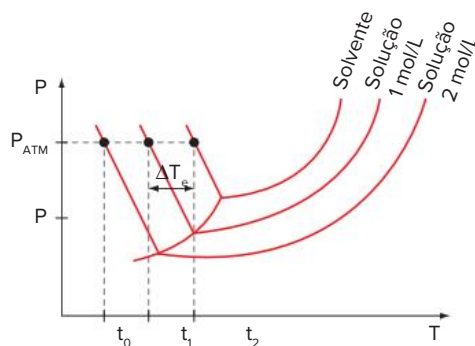
Ebulição: $PMV = P_{atm}$



- Lei de Raoult: $\frac{\Delta P}{P_0} \cong X_1$ ou $\frac{\Delta P}{P_0} \cong K_T W$ em que $K_T \cong \frac{M_2}{1000}$ (constante tonoscópica)
- Ebulioscopia: $\Delta T_e = t_1 - t_0$ (aumento da temperatura de início de ebulição)



- Crioscopia: $\Delta T_c = t_1 - t_0$ (abaixamento da temperatura de início de congelamento)



- Osmose é a passagem de solvente através de uma membrana semipermeável, do meio hipotônico (menos concentrado) para o meio hipertônico (mais concentrado).
- Pressão osmótica (π) é a pressão externa que se deve exercer no meio hipertônico para se impedir o fenômeno da osmose.
- Em soluções iônicas, o número total de partículas (e, portanto, os efeitos coligativos) deve ser multiplicado por um fator i . Portanto: $\frac{\Delta P}{P_0} \cong X_i$ ou $\frac{\Delta P}{P_0} \cong K_T W_i$; $\Delta T_e = K_e W_i$; $\Delta T_c = K_c W_i$; $\pi = iRTi$, em que $i = 1$ para solutos moleculares.



Vídeo

- Jardim químico (experiência sobre osmose).
- Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=NRhPyBYkpMc>>.



Site

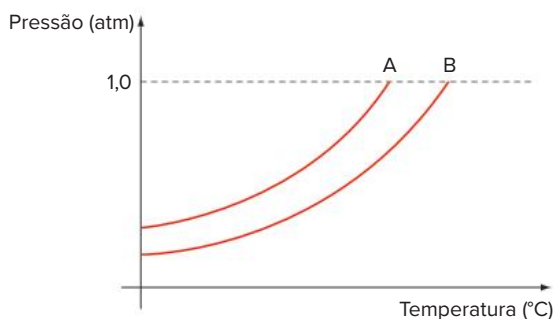
- Disponível em: <<https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/1901/summary/>>.

Exercícios complementares

1 UFRGS Em uma cidade do interior gaúcho, observou-se que a água ferve a $98,2\text{ }^{\circ}\text{C}$. Com base nessa informação, pode-se deduzir que:

- A a pressão de vapor da água nessa cidade, a $98,2\text{ }^{\circ}\text{C}$, é exatamente igual à pressão de vapor da água, na temperatura de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, ao nível do mar.
- B a pressão de vapor da água nessa cidade é maior que a pressão de vapor da água ao nível do mar, para a mesma temperatura
- C a pressão de vapor da água é diretamente proporcional à pressão atmosférica.
- D nessa cidade a pressão de vapor da água a $98,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ é exatamente 1 atm
- E nessa cidade a pressão atmosférica é igual à pressão de vapor da água a $98,2\text{ }^{\circ}\text{C}$.

2 Unifesp Na figura, são apresentadas duas curvas que expressam a relação entre a pressão de vapor de dois líquidos, A e B, e a temperatura. Um deles é uma solução aquosa de sacarose $1,0\text{ mol/L}$ e o outro, água destilada.



Considerando-se o comportamento da pressão de vapor em relação à temperatura de um terceiro líquido, C, uma solução aquosa de nitrato de alumínio, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $0,5\text{ mol/L}$ e das curvas A e B, são feitas as seguintes afirmações:

- I. A curva da solução C deve se posicionar à esquerda da curva A.
- II. A temperatura de ebulição do líquido A é menor que a temperatura de ebulição do líquido B.
- III. A solução C deve apresentar maior pressão de vapor que o líquido B.
- IV. O líquido A é água destilada.

É correto apenas o que se afirma em:

- A I e III.
- B III e IV.
- C II e III.
- D II e IV.
- E I e IV.

3 Unicamp 2016 Alguns trabalhos científicos correlacionam as mudanças nas concentrações dos sais dissolvidos na água do mar com as mudanças climáticas. Entre os fatores que poderiam alterar a concentração de sais na água do mar podemos citar: evaporação e congelamento da água do mar, chuva e neve, além do derretimento das geleiras. De acordo com o conhecimento químico, podemos afirmar corretamente que a concentração de sais na água do mar

- A aumenta com o derretimento das geleiras e diminui com o congelamento da água do mar.
- B diminui com o congelamento e com a evaporação da água do mar.
- C aumenta com a evaporação e o congelamento da água do mar e diminui com a chuva ou neve.
- D diminui com a evaporação da água do mar e aumenta com o derretimento das geleiras.

4 UEL Analise a imagem a seguir.



O Estado de S. Paulo. São Paulo, 11 ago. 2003. Caderno 2, p. 2.

Com base na tira e nos conhecimentos sobre o tema, considere as afirmativas a seguir.

- I. A sensação de secura na língua do personagem se deve à evaporação da água contida na saliva, em função da exposição da língua ao ar por longo tempo.
- II. Sob as mesmas condições de temperatura e pressão, a água evapora mais lentamente que um líquido com menor pressão de vapor.
- III. Caso o personagem estivesse em um local com temperatura de $10\text{ }^{\circ}\text{C}$, a água contida na saliva congelaria se exposta ao ar.

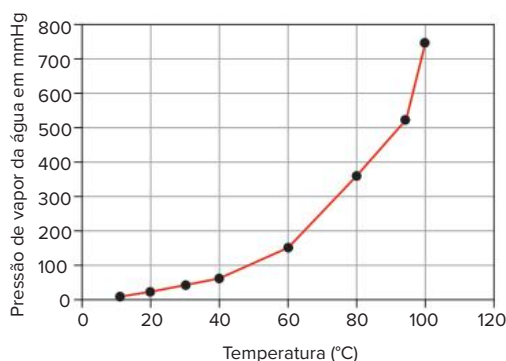
IV. Se o personagem tentasse uma nova experiência, derramando acetona na pele, teria uma sensação de frio, como resultado da absorção de energia pelo solvente para a evaporação deste.

Estão corretas apenas as afirmativas:

- A I e II. D I, III e IV.
 B I e IV. E II, III e IV.
 C II e III.

5 **Enem** A tabela a seguir registra a pressão atmosférica em diferentes altitudes, e o gráfico relaciona a pressão de vapor da água em função da temperatura.

Altitude (km)	Pressão atmosférica (mmHg)
0	760
1	600
2	480
4	300
6	170
8	120
10	100



Um líquido, num frasco aberto, entra em ebulição a partir do momento em que a sua pressão de vapor se iguala à pressão atmosférica. Assinale a opção correta, considerando a tabela, o gráfico e os dados apresentados, sobre as seguintes cidades:

Natal (RN)	Nível do mar
Campos do Jordão (SP)	Altitude 1.628 m
Pico da Neblina (RR)	Altitude 3.014 m

A temperatura de ebulição:

- A será maior em Campos do Jordão.
 B será menor em Natal.
 C será menor no Pico da Neblina.
 D será igual em Campos do Jordão e Natal.
 E não dependerá da altitude.

6 **USF 2016** A adição de determinados solutos em meio aquoso muda algumas das propriedades físicas do solvente. Considere três recipientes que contenham 1,0 L de soluções aquosas com concentração molar igual a 0,5 mol/L das seguintes substâncias:

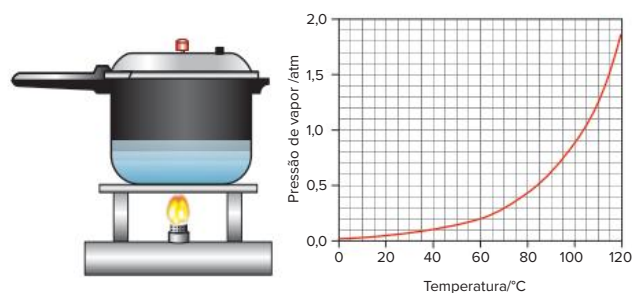
- I. Sacarose – $C_{12}H_{22}O_{11}$.
 II. Cloreto de sódio – $NaCl$.
 III. Nitrato de cálcio – $Ca(NO_3)_2$.

Ao medir algumas das propriedades físicas dessas soluções, foi observado que

- A a solução de sacarose apresentava pontos de fusão e ebulição superiores ao da água pura.
 B a solução de cloreto de sódio apresentava ponto de congelamento inferior à solução de nitrato de cálcio.
 C a solução de nitrato de cálcio é que apresentava o menor valor de pressão de vapor.
 D apenas as soluções iônicas possuíam pontos de ebulição superiores ao da água pura.
 E a maior variação entre os pontos de fusão e ebulição para essas substâncias será observada para a solução de sacarose.

► **Dica da questão 6:** Quanto maior for a concentração de uma solução, menor será a pressão máxima de vapor.

7 **UFSC** A panela de pressão permite que alimentos sejam cozidos em água muito mais rapidamente do que em panelas convencionais. Sua tampa possui uma borracha de vedação que não deixa o vapor escapar e não ser através de um orifício sobre o qual assenta um peso (válvula) que controla a pressão. O esquema da panela de pressão e um diagrama de fases da água são apresentados a seguir. A pressão exercida pelo peso da válvula é de 0,4 atm e a pressão atmosférica local é de 1,0 atm.



De acordo com as informações do enunciado e do gráfico acima, assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

- 01 A água, dentro da panela de pressão, entrará em ebulição a 110 °C.
 02 Reduzindo o peso da válvula pela metade, a água entrará em ebulição a 100 °C.
 04 Aumentando a intensidade da chama sob a panela, a pressão interna do sistema aumenta.
 08 Se, após iniciar a saída de vapor pela válvula, a temperatura for reduzida para 60 °C, haverá condensação de vapor-d'água até que a pressão caia para 0,5 atm.
 16 Na vaporização da água, o principal tipo de interação que está sendo rompida entre as moléculas são ligações de hidrogênio.

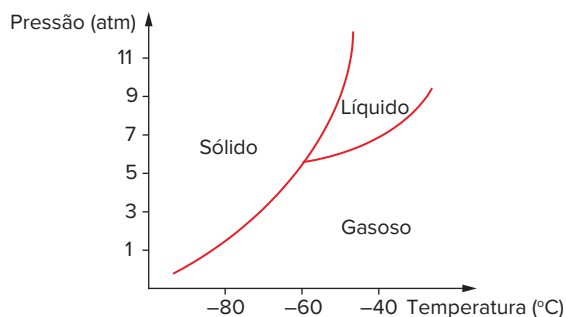
Soma:

8 UFSC 2018 Em relação às proposições abaixo, é correto afirmar que:

- 01 um alpinista no topo do Morro do Cambirela precisará de mais energia para ferver a água contida em uma chaleira do que um turista que estiver nas areias da Praia de Jurerê, considerando-se volumes iguais de água.
- 02 a água para cozimento do macarrão, se já estiver adicionada de sal de cozinha, entra em ebulição em uma temperatura maior do que a água pura.
- 04 ao temperar com azeite de oliva uma salada com folhas úmidas pelo processo de lavagem, forma-se uma mistura homogênea entre a água retida na superfície das folhas e o azeite.
- 08 a combustão de gasolina em um motor de automóvel é um fenômeno químico que representa uma reação exotérmica.
- 16 o derretimento de uma barra de chocolate em um dia quente de verão é exemplo de uma transformação química.
- 32 em um mesmo dia e sob as mesmas condições de temperatura e pressão ambientes, a água potável de um reservatório aberto evapora a uma taxa maior do que a água do mar na Praia dos Ingleses.
- 64 o odor característico do vinagre sentido ao se temperar uma salada é decorrente da transformação química sofrida pelas moléculas de ácido acético, que passam do estado líquido ao estado gasoso.

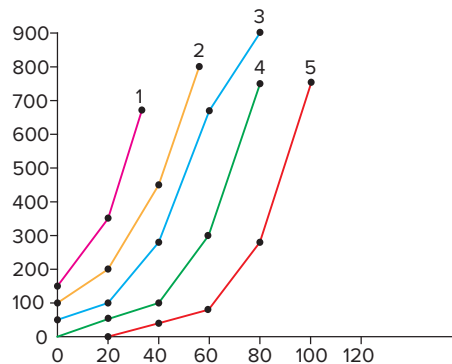
Soma:

9 Unicamp Observe o diagrama de fases do dióxido de carbono.



Considere uma amostra de dióxido de carbono a 1 atm de pressão e temperatura de $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$ e descreva o que se observa quando, mantendo a temperatura constante, a pressão é aumentada até 10 atm.

10 UFPE O gráfico abaixo mostra a variação da pressão de vapor de algumas substâncias (PV, em mm de Hg, no eixo das ordenadas) em relação à temperatura (T, em $^{\circ}\text{C}$, no eixo das abscissas). Qual entre estas substâncias é a mais volátil?



A 1 B 2 C 3 D 4 E 5

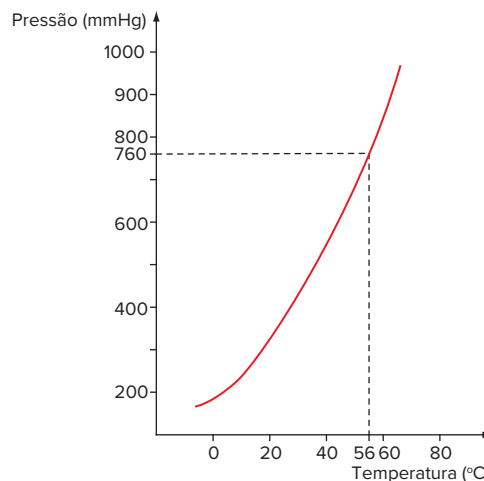
11 UFPE O serviço de meteorologia da cidade do Recife registrou, em um dia de verão com temperatura de $30\text{ }^{\circ}\text{C}$, umidade relativa de 66%. Calcule o valor aproximado em números inteiros da pressão de vapor da água no ar atmosférico nessa temperatura, sabendo que a pressão máxima de vapor da água a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ é 31,82 mmHg.

► **Dica da questão 11:** Lembre-se de que $UR = \frac{PV}{PMV}$.

12 PUC-SP Em um recipiente fechado, têm-se dois componentes (benzeno e tolueno), ambos presentes em duas fases (fase líquida e fase vapor) em equilíbrio. Na fase líquida, tem-se uma mistura equimolar dos dois componentes. Sabe-se que o benzeno tem ponto de ebulição de $80,1\text{ }^{\circ}\text{C}$ sob 1 atm, enquanto o tolueno ferve a $110,8\text{ }^{\circ}\text{C}$ sob 1 atm de pressão. Com relação a tal sistema:

- a) indicar, justificando, qual dos componentes é mais volátil.
- b) estabelecer, fornecendo a devida justificativa, qual dos componentes predominará na fase vapor.

13 O gráfico abaixo representa a variação da pressão de vapor da acetona em função da temperatura.

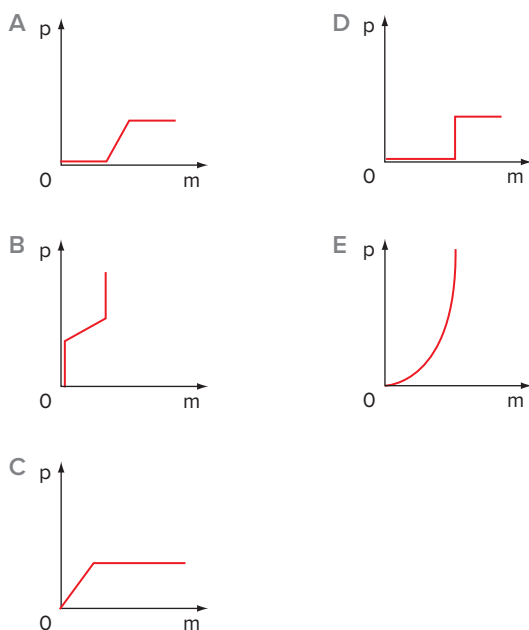


Se acetona líquida for colocada no interior de um recipiente, e este for submetido a vácuo até a pressão de 100 mmHg, será observado(a) a 25 °C:

- A acetona líquida numa temperatura inferior à inicial
- B o volume de acetona líquida permanece inalterado.
- C toda a acetona se encontrará na fase de vapor.
- D acetona líquida em equilíbrio com a fase vapor
- E desprendimento de bolhas de ar da acetona líquida.

► **Dica da questão 13:** Quando se atinge a pressão máxima de vapor, não há mais vaporização efetiva e, portanto, a pressão permanece constante.

14 ITA Consideremos um recipiente de paredes inertes e indeformáveis. A capacidade desse recipiente é de aproximadamente 25 L. Ele é provido de um manômetro absoluto e é mantido numa sala termostata a 20 °C. A única comunicação do recipiente com o exterior é feita através de um tubo provido de torneira. Inicialmente extraímos todo o ar contido no recipiente com o auxílio de uma bomba a vácuo. Feito isso, introduzimos no recipiente, contínua e lentamente, água pura (isenta de ar) até um total de 40 g. Qual dos gráficos abaixo descreve corretamente a variação da pressão no recipiente *versus* a massa de água introduzida após evacuação prévia do recipiente?



15 FEI Para o equilíbrio líquido-vapor de água encontramos os seguintes valores de pressão de vapor em função da temperatura:

t (°C)	0	30	50	70	100	115
Pressão de vapor (mmHg)	4,6	32	92	234	760	1140

- a) Qual é a temperatura de ebulição da água pura ao nível do mar (1 atm)?
- b) Numa panela de pressão, a pressão interior é igual a 1,5 atm; qual é a temperatura de ebulição da água pura nessa panela de pressão?

16 Unicamp 2017 O etilenoglicol é uma substância muito solúvel em água, largamente utilizado como aditivo em radiadores de motores de automóveis, tanto em países frios como em países quentes. Considerando a função principal de um radiador, pode-se inferir corretamente que

- A a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol deve começar a uma temperatura mais elevada que a da água pura e sua ebulição, a uma temperatura mais baixa que a da água pura.
- B a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol deve começar a uma temperatura mais baixa que a da água pura e sua ebulição, a uma temperatura mais elevada que a da água pura.
- C tanto a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol quanto a sua ebulição devem começar em temperaturas mais baixas que as da água pura.
- D tanto a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol quanto a sua ebulição devem começar em temperaturas mais altas que as da água pura.

17 FPP 2019 O tipo de solo constituído por rocha, terra e gelo que é habitual de regiões como a Antártida e montanhas de elevadas altitudes vem sendo constantemente estudado pelos cientistas que observam preocupados o derretimento dessas camadas de gelo chamadas *permafrost*. Na Antártida esse gelo é de água salgada, mas nas montanhas a concentração de sal é muito baixa. Essa diferença na constituição é muito relevante para que um *permafrost* descongele antes do outro. O estudo da concentração de sais nesse gelo ocorre em laboratório a partir de relações obtidas pela temperatura de congelamento das soluções aquosas.

PERUZZO, F.M.; CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*, volume 1, 4ª edição, ed. moderna, São Paulo, 2006. SANTOS, Wildson, L. (coord.) *Química & Sociedade*. Nova Geração, São Paulo, 2005.

A respeito dos processos de congelamento do *permafrost*, considerando iguais condições de pressão, percebe-se CORRETAMENTE que

- A o gelo da Antártida congela em temperaturas superiores ao gelo das montanhas.
- B o gelo das montanhas congela em temperaturas superiores ao gelo da Antártida.
- C os dois tipos de gelo congelam em temperaturas iguais, pois a principal constituição de ambos é de água
- D os dois tipos de gelo por possuírem sal em sua constituição congelam em temperaturas acima de 0 °C.
- E os dois tipos de gelo têm suas propriedades modificadas devido às interações de hidrogênio que ocorrem entre a água e os íons.

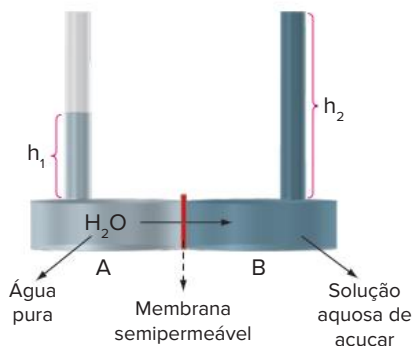
18 PUC-SP Os medicamentos designados por A, B, C e D são indicados para o tratamento de um paciente. Adicionando-se água a cada um desses medicamentos, obtiveram-se soluções que apresentaram as seguintes propriedades.

	Soluções de:
Solúveis no sangue	A, B, C
Iônicas	A, B
Moleculares	C, D
Pressão osmótica igual à do sangue	A, C
Pressão osmótica maior que a do sangue	B, D

Assinale a alternativa que só contém os medicamentos que poderiam ser injetados na corrente sanguínea sem causar danos.

- A A, B, C e D.
- B A, B e D.
- C B, C e D.
- D B e D.
- E A e C.

19 UEL Considere o seguinte esquema, referente a um experimento, para a medida de pressão osmótica (situação final de equilíbrio)



► **Dados:** SP = pressão ambiente; g = aceleração da gravidade.

No início, a água do compartimento A atravessa a membrana semipermeável e vai para o compartimento B até que, ao se atingir o equilíbrio, a concentração da solução fica constante e com densidade igual a d . A expressão que dá o valor da pressão, π , dessa solução é:

- A $\pi = P - h_1 dg$
- B $\pi = P - h_2 dg$
- C $\pi = (h_2 - h_1) dg$
- D $\pi = h_2 dg$
- E $\pi = h_1 dg$

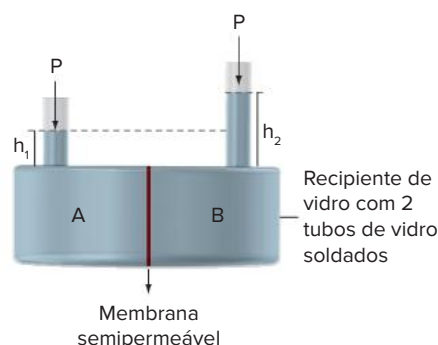
20 UEL Nos radiadores de automóveis, em países de clima frio, utiliza-se como “anticongelante” uma mistura de água e etilenoglicol ($C_2H_4(OH)_2$) na proporção, em massa, de 50%. Admitindo-se válida a Lei de Raoult para essa concentração, até que temperatura (negativa) estará protegido o motor do automóvel no inverno rigoroso?

► **Dados:** Constante crioscópica da água = $1,86 \text{ } ^\circ\text{C kg mol}^{-1}$; massa molar do etilenoglicol = 62 g/mol .

- A $-5 \text{ } ^\circ\text{C}$
- B $-10 \text{ } ^\circ\text{C}$
- C $-20 \text{ } ^\circ\text{C}$
- D $-30 \text{ } ^\circ\text{C}$
- E $-40 \text{ } ^\circ\text{C}$

► **Dica da questão 20:** Se $\tau = 50\%$, $0,5 = \frac{m_1}{m} \Rightarrow m_1 = \frac{1}{2} m$. Como $m = m_1 + m_2 \Rightarrow m_1 = m_2$.

21 UEL Considere a seguinte aparelhagem de um experimento:



► **Dados:** $\pi = hdg$; d = densidade do líquido; g = aceleração da gravidade; h = altura; P = pressão externa; π = pressão osmótica.

Pelos dados apresentados, pode-se afirmar que esse experimento refere-se à determinação da pressão osmótica de uma solução:

- I. desde que em A esteja a solução e em B o solvente puro.
- II. que nesse caso é dada por $\pi = h_2 dg$.
- III. desde que a membrana deixe passar apenas solvente.

Dessas afirmações, somente a:

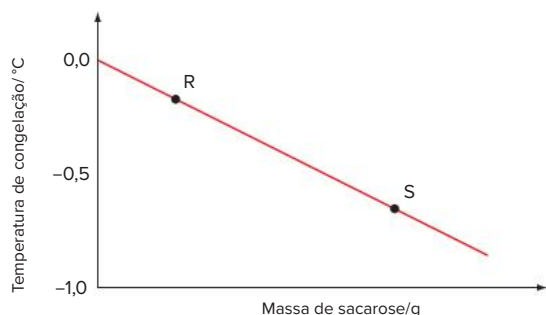
- A I é correta.
- B II é correta.
- C III é correta.
- D I e a II são corretas.
- E II e a III são corretas.

22 Enem PPL 2018 Bebidas podem ser refrigeradas de modo mais rápido utilizando-se caixas de isopor contendo gelo e um pouco de sal grosso comercial. Nesse processo ocorre o derretimento do gelo com consequente formação de líquido e resfriamento das bebidas. Uma interpretação equivocada, baseada no senso comum, relaciona esse efeito à grande capacidade do sal grosso de remover calor do gelo.

Do ponto de vista científico, o resfriamento rápido ocorre em razão da

- A variação da solubilidade do sal.
- B alteração da polaridade da água.
- C elevação da densidade do líquido.
- D modificação da viscosidade do líquido.
- E diminuição da temperatura de fusão do líquido.

- 23 UFMG** Uma série de soluções foi preparada dissolvendo-se diferentes massas de sacarose em 1000 g de H_2O . Essas soluções foram resfriadas e as suas temperaturas de congelamento, determinadas. Os resultados obtidos encontram-se descritos no gráfico a seguir.



Com relação às soluções R e S, indicadas no gráfico, a afirmativa falsa é:

- A a concentração da solução R é menor que a da solução S.
- B a pressão de vapor da solução R é maior que a da solução S, numa dada temperatura.
- C a temperatura de ebulição da solução S é maior que a da água pura.
- D adicionando-se sacarose à solução S, a sua temperatura de ebulição aumentará.
- E evaporando-se 10% do solvente da solução S, a sua pressão de vapor aumentará.

- 24 UFPE** Foi observado que o cozimento de meio quilo de batatas em 1 litro de água é mais rápido se adicionarmos 200 gramas de sal à água de cozimento. Considere as seguintes possíveis explicações para o fato:

1. a adição de sal provoca um aumento da temperatura de ebulição da água.
2. a adição de sal provoca um aumento da pressão de vapor da água.
3. o sal adicionado não altera a temperatura de ebulição da água, mas reage com o amido das batatas.

Está(ão) correta(s) a(s) explicação(ões):

- A 1 apenas.
- B 2 apenas.
- C 3 apenas.
- D 1 e 2 apenas.
- E 1, 2 e 3.

- 25 UnB** Especialistas em diversas áreas do conhecimento estudam a química do leite, que se tornou muito importante para a garantia de qualidade e para o desenvolvimento industrial de produtos de laticínios. O leite é composto basicamente de água, lactose, gordura, proteínas, ácidos orgânicos e substâncias

minerais. Entre estes, formando sais orgânicos e inorgânicos, apresentam-se teores consideráveis de cloro, fósforo, potássio, cálcio e magnésio e baixos teores de ferro, alumínio, bromo, zinco e manganês. Devido a diversos fatores, incluindo o teor de gordura, a densidade do leite, a $15\text{ }^\circ\text{C}$, varia de $1,023\text{ g/mL}$ a $1,040\text{ g/mL}$ e o seu pH varia entre 6,6 e 6,8.

- O pH é uma medida de acidez que, em geral, independe da temperatura.
- Se o preço do leite for o mesmo tanto em volume (1 L) quanto em massa (1 kg), será mais vantajoso comprá-lo em volume.
- Espera-se que o ponto de congelamento do leite seja menor que $0\text{ }^\circ\text{C}$.
- De acordo com a composição fornecida, espera-se que a condutividade elétrica do leite seja maior que a da água destilada.

- 26** Assinale a única afirmação verdadeira.

- A Num lugar onde a pressão ambiente é de 720 mmHg , a água aquecida em recipiente aberto ferverá acima de $100\text{ }^\circ\text{C}$.
- B Sabendo que nas condições ambientes a acetona ferve a $56\text{ }^\circ\text{C}$ e o benzeno a $80\text{ }^\circ\text{C}$, pode-se concluir que, a $25\text{ }^\circ\text{C}$, a pressão de vapor do benzeno é maior que a pressão de vapor da acetona.
- C Aquecendo-se uma solução de sal em água num recipiente aberto, a solução entrará em ebulição quando a pressão de vapor da solução passar a ser menor que a pressão ambiente.
- D Aquecendo-se uma solução aquosa de NaCl num recipiente aberto, a temperatura de ebulição será menor que a da água pura.
- E No pico Everest, a água pura ferverá à temperatura inferior a $100\text{ }^\circ\text{C}$.

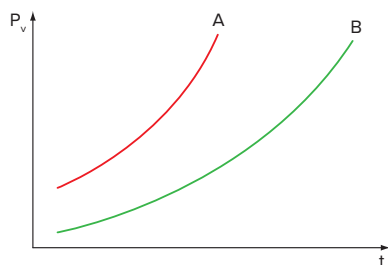
- 27 Uerj** Para evitar alterações nas células sanguíneas, como a hemólise, as soluções utilizadas em alimentação endovenosa devem apresentar concentrações compatíveis com a pressão osmótica do sangue.

Foram administradas a um paciente, por via endovenosa, em diferentes períodos, duas soluções aquosas, uma de glicose e outra de cloreto de sódio, ambas com concentração igual a $0,31\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a $27\text{ }^\circ\text{C}$.

Considere que:

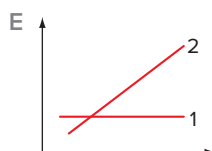
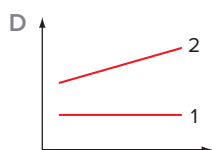
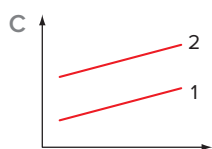
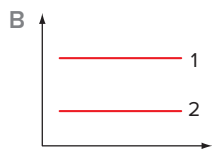
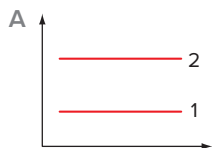
- a pressão osmótica do sangue, a $27\text{ }^\circ\text{C}$, é igual a $7,62\text{ atm}$;
 - a solução de glicose apresenta comportamento ideal;
 - o cloreto de sódio encontra-se 100% dissociado.
- a) Calcule a pressão osmótica da solução de glicose e indique a classificação dessa solução em relação à pressão osmótica do sangue.

- b) As curvas de pressão de vapor (P_v) em função da temperatura (t) para as soluções de glicose e de cloreto de sódio são apresentadas no gráfico a seguir.



Aponte a curva correspondente à solução de glicose e justifique sua resposta.

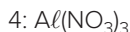
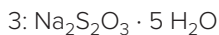
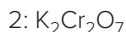
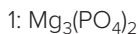
- 28 Fuvest** Duas panelas abertas contêm líquidos em contínua ebulição: a panela 1 tem água pura e a panela 2 tem água salgada. Qual dos gráficos seguintes melhor representa a variação das temperaturas dos líquidos em função do tempo?



► **Dica da questão 28:** Substâncias puras têm ebulição à temperatura constante e misturas com temperatura crescente.

- 29 UFMT** Calcule o abaixamento da temperatura do ponto de congelamento de uma solução aquosa que contém 72 g de glicose dissolvida em 800 g de água, sabendo-se que a constante da água é $1,86\text{ }^\circ\text{C/molal}$.

- 30 Acafe 2017** Considere soluções aquosas diluídas e de mesma concentração das seguintes soluções:



A ordem crescente do ponto de ebulição dessas soluções é:

A $2 \approx 3 > 4 > 1$

B $2 < 4 < 1 < 3$

C $2 > 4 > 1 > 3$

D $2 \approx 3 < 4 < 1$

- 31 Fuvest** Para distinguir entre duas soluções aquosas de concentração $0,10\text{ mol/L}$, uma de ácido forte e a outra de ácido fraco, ambos monoproticos, pode-se:

A mergulhar em cada uma delas um pedaço de papel de tornassol azul.

B mergulhar em cada uma delas um pedaço de papel de tornassol rosa.

C mergulhar em cada uma delas uma lâmina de prata polida.

D medir a temperatura de congelamento de cada solução.

E adicionar uma pequena quantidade de cloreto de sódio em cada solução.

- 32 PUC-Minas** Sejam dadas as seguintes soluções aquosas:

I. $0,2\text{ mol/L}$ de cloreto de potássio (KCl);

II. $0,2\text{ mol/L}$ de hidróxido de cálcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$);

III. $0,2\text{ mol/L}$ de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$);

IV. $0,5\text{ mol/L}$ de ácido acético (CH_3COOH);

V. $0,5\text{ mol/L}$ de sulfato de sódio (Na_2SO_4).

A que apresenta temperatura de congelamento mais alta é:

A I.

B II.

C III.

D IV.

E V.

- 33 Unesp 2018** A concentração de cloreto de sódio no soro fisiológico é $0,15\text{ mol/L}$. Esse soro apresenta a mesma pressão osmótica que uma solução aquosa $0,15\text{ mol/L}$ de

A sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

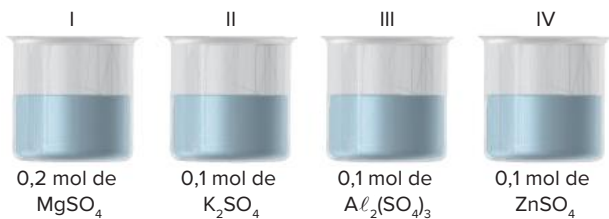
B sulfato de sódio, Na_2SO_4

C sulfato de alumínio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

D glicose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

E cloreto de potássio, KCl

- 34 PUC-Minas** Certas propriedades físicas de um solvente, tais como temperatura de ebulição e de solidificação, são alteradas quando nele dissolvemos um soluto não volátil. Para se verificar esse fato, quatro sais distintos foram dissolvidos em frascos contendo a mesma quantidade de água, formando as soluções I, II, III e IV, como indica o esquema a seguir:



Assinale a alternativa que apresenta soluções em ordem crescente de abaixamento da temperatura de solidificação.

- A IV < I < II < III
 B III < I < II < IV
 C IV < II < I < III
 D III < II < I < IV

35 UFRGS Qual das soluções aquosas a seguir apresenta a menor pressão de vapor a 25 °C?

- A $CaCl_2$ 0,02 mol/L
 B $NaCl$ 0,02 mol/L
 C K_2SO_4 0,01 mol/L
 D KCl 0,01 mol/L
 E $C_{12}H_{22}O_{11}$ 0,03 mol/L

36 PUC-Minas Sejam dadas as seguintes soluções aquosas:

- I. 0,2 mol/L de cloreto de cálcio;
 II. 0,2 mol/L de hidróxido de potássio;
 III. 0,2 mol/L de glicose ($C_6H_{12}O_6$);
 IV. 0,5 mol/L de ácido acético;
 V. 0,5 mol/L de sulfato de potássio;

Das soluções acima, a que apresenta a temperatura de congelação mais alta é:

- A I.
 B II.
 C III.
 D IV.
 E V

37 ITA A aparelhagem esquematizada na figura (1) é mantida a 25 °C. Inicialmente, o lado direito contém uma solução aquosa um molar em cloreto de cálcio, enquanto o lado esquerdo contém uma solução aquosa um décimo de molar do mesmo sal. Observe que a parte superior do lado direito é fechada depois da introdução da solução e é provida de um manômetro. No início de uma experiência, as alturas dos níveis dos líquidos nos dois ramos são iguais, conforme indicados na figura, e a pressão inicial no lado direito é igual a uma atmosfera. Mantendo a temperatura constante, à medida que passa o tempo, a pressão do ar confinado no lado direito irá se comportar de acordo com qual das curvas representadas na figura (2)?

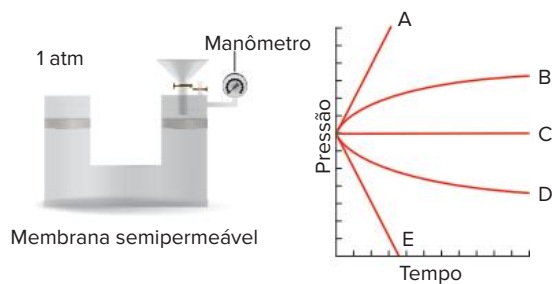


Figura 1

Figura 2

- A A C C E E
 B B D D

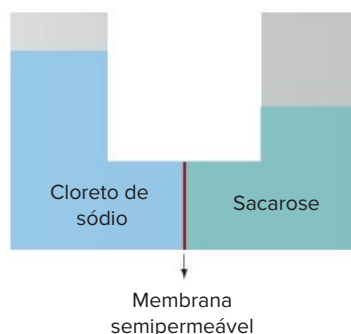
38 PUC-Minas Sejam dadas as seguintes soluções aquosas:

- I. 0,1 mol/L de glicose ($C_6H_{12}O_6$);
 II. 0,2 mol/L de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$);
 III. 0,1 mol/L de hidróxido de sódio ($NaOH$);
 IV. 0,2 mol/L de cloreto de cálcio ($CaCl_2$);
 V. 0,2 mol/L de nitrato de potássio (KNO_3).

A que apresenta maior temperatura de ebulição é:

- A I. D IV.
 B II. E V.
 C III.

39 UFRGS Uma solução aquosa diluída de sacarose é posta em contato com igual volume de uma solução aquosa diluída de cloreto de sódio, através de uma membrana semipermeável, resultando no equilíbrio representado a seguir



A observação da figura permite afirmar que:

- A a pressão osmótica da solução de sacarose é maior que a da solução de cloreto de sódio.
 B a molalidade da solução de cloreto de sódio é maior que a da solução de sacarose.
 C a solução de cloreto de sódio possui temperatura de ebulição inferior à da solução de sacarose
 D ambas as soluções, quando se encontrarem na mesma temperatura, apresentarão a mesma pressão de vapor.
 E a solução de cloreto de sódio possui temperatura de congelação inferior à da solução de sacarose.

40 Vunesp Considere cinco soluções aquosas diferentes, todas de concentração 0,1 mol/L de glicose ($C_6H_{12}O_6$) e de quatro eletrólitos fortes, NaCl, KCl, K_2SO_4 e $ZnSO_4$, respectivamente. A solução que apresenta o maior abaixamento do ponto de congelamento é a de:

- A $C_6H_{12}O_6$
- B NaCl
- C KCl
- D K_2SO_4
- E $ZnSO_4$

41 UFU Considere três soluções diferentes, A, B e C, contendo cada uma delas 100,0 g de água e, respectivamente, 34,2 g de sacarose, 4,6 g de etanol e 4,0 g de hidróxido de sódio.

Massa molar	
Sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$	342 g/mol
Etanol, C_2H_5OH	46 g/mol
Hidróxido de sódio, NaOH	40 g/mol

É correto afirmar que:

- A as três soluções têm os mesmos pontos de congelamento.
- B as soluções A e C têm o mesmo ponto de ebulição, mas a solução B tem o mais baixo.
- C a solução C tem o mais baixo ponto de congelamento do grupo de soluções.
- D o ponto de ebulição da solução C é mais baixo do que o das soluções A ou B.

42 Vunesp A solução aquosa que apresenta menor ponto de congelamento é a de:

- A $CaBr_2$ de concentração 0,10 mol/L.
- B KBr de concentração 0,20 mol/L.
- C Na_2SO_4 de concentração 0,10 mol/L.
- D glicose ($C_6H_{12}O_6$) de concentração 0,50 mol/L.
- E HNO_3 de concentração 0,30 mol/L.

43 EEM Duas soluções aquosas de KOH e NH_4OH , de mesma molalidade, são submetidas a um esfriamento. Em qual das soluções a temperatura de início de congelamento da água é mais baixa? Por quê?

44 ITA 2017 A adição de certa massa de etanol em água diminui a temperatura de congelamento do solvente em 18,6 °C. Sabendo que a constante crioscópica da água é de $1,86 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$, assinale a porcentagem em massa do etanol nesta mistura.

- A 10,0%.
- B 18,6%.
- C 25,0%.
- D 31,5%.
- E 46,0%.

45 Enem 2017 Alguns tipos de dessalinizadores usam o processo de osmose reversa para obtenção de água potável a partir da água salgada. Nesse método, utiliza-se um recipiente contendo dois compartimentos separados por uma membrana semipermeável: em um deles coloca-se água salgada e no outro recolhe-se a água potável. A aplicação de pressão mecânica no sistema faz a água fluir de um compartimento para o outro. O movimento das moléculas de água através da membrana é controlado pela pressão osmótica e pela pressão mecânica aplicada.

Para que ocorra esse processo é necessário que as resultantes das pressões osmótica e mecânica apresentem

- A mesmo sentido e mesma intensidade.
- B sentidos opostos e mesma intensidade.
- C sentidos opostos e maior intensidade da pressão osmótica.
- D mesmo sentido e maior intensidade da pressão osmótica.
- E sentidos opostos e maior intensidade da pressão mecânica.

46 Unicamp Considere quatro garrafas térmicas contendo:

Garrafa 1: 20 gramas de água líquida e 80 gramas de gelo picado.

Garrafa 2: 70 gramas de solução aquosa $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$ em sacarose e 30 gramas de gelo picado.

Garrafa 3: 50 gramas de água líquida e 50 gramas de gelo picado.

Garrafa 4: 70 gramas de solução aquosa $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$ em NaCl e 30 gramas de gelo picado.

O conteúdo de cada garrafa está em equilíbrio térmico, isto é, em cada caso a temperatura do sólido é igual à do líquido.

- a) Considere que as temperaturas T_1 , T_2 , T_3 e T_4 correspondem, respectivamente, às garrafas 1, 2, 3 e 4. Ordene essas temperaturas de maneira crescente usando os símbolos adequados dentre os seguintes: $>$, $<$, \geq , \leq , $=$.
- b) Justifique a escolha da menor temperatura

► **Dica da questão 46:** A quantidade de substância pura não determina seu ponto de congelamento, muito menos o diferencia

47 ITA 2018 São feitas as seguintes proposições a respeito de propriedades coligativas:

- I. A pressão osmótica depende do tipo de solvente para um dado soluto.
- II. A criometria usa o abaixamento do ponto de congelamento do solvente para medir a massa molar do soluto.

- III. Na ebuliometria, a variação da temperatura de ebulição depende da concentração molal de soluto não volátil utilizado.
- IV. Na tonometria, ocorre abaixamento da pressão de vapor de uma solução que contém um soluto não volátil, em relação ao solvente puro.

Das proposições acima é(são) CORRETA(S)

- A apenas I.
- B apenas I e III.
- C apenas II, III e IV.
- D apenas II e IV.
- E todas.

- IV. A concentração da solução aquosa de FeBr_3 no balão B será maior do que a inicial.
- V. A molaridade do KBr na solução do balão A será igual à molaridade do FeBr_3 no balão B.

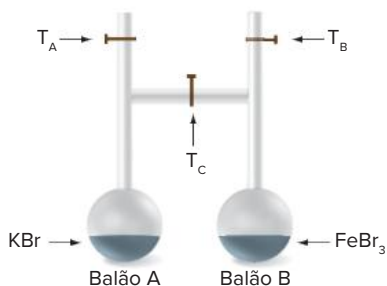
Qual das opções a seguir contém apenas as afirmações corretas?

- A I e II.
- B I, III e IV.
- C I, IV e V.
- D II e III.
- E II, III, IV e V

Dica da questão 48: Soluções com os mesmos efeitos coligativos estão em equilíbrio. Lembre-se de que não há modificação natural nesses tipos de sistemas.

48 ITA Na figura a seguir, o balão A contém 1 litro de solução aquosa 0,2 mol/L em KBr , enquanto o balão B contém 1 litro de solução aquosa 0,1 mol/L de FeBr_3 . Os dois balões são mantidos na temperatura de 25 °C. Após a introdução das soluções aquosas de KBr e de FeBr_3 , as torneiras T_A e T_B são fechadas, sendo aberta a seguir a torneira T_C .

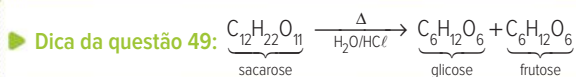
As seguintes afirmações são feitas a respeito do que será observado após o estabelecimento do equilíbrio.



- I. A pressão osmótica das duas soluções será a mesma.
- II. A pressão de vapor da água será igual nos dois balões.
- III. O nível do líquido no balão A será maior do que o inicial.

49 ITA Algumas gotas de uma solução concentrada de ácido clorídrico foram adicionadas a 100 mL de uma solução aquosa de sacarose 0,10 mol/L. A solução resultante foi dividida em duas partes. A primeira foi imediatamente resfriada, anotando-se a temperatura T_1 de início de solidificação. A segunda foi imediatamente colocada em banho-maria a 90 °C, por um período de 24 horas. Após esse período, a segunda solução foi resfriada, anotando-se a temperatura T_2 de início de solidificação. Considerando-se T_0 a temperatura de solidificação da água pura, qual das opções a seguir está correta?

- A $(T_0 - T_1) \approx (T_0 - T_2)$
- B $(T_0 - T_1) \approx 2(T_0 - T_2)$
- C $2(T_0 - T_1) \approx (T_0 - T_2)$
- D $T_1 \approx 2(T_2)$
- E $2(T_1) \approx T_2$





FRENTE 2

CAPÍTULO

8

Oxirredução

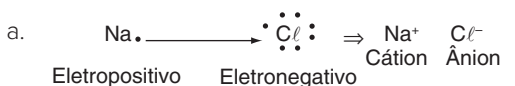
A Estátua da Liberdade, em Nova York, é feita de placas de cobre que se oxidaram, adquirindo uma coloração verde de fórmula $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$. Esse é um exemplo de processo em que há transferência de elétrons.

Número de oxidação e cálculo do Nox

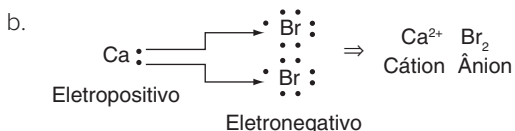
Número de oxidação de um átomo em um composto é a sua carga ou a sua tendência de carga.

Como se pode perceber pela definição, existe uma grande diferença entre a carga efetiva de um átomo e a sua tendência de carga. Vejamos.

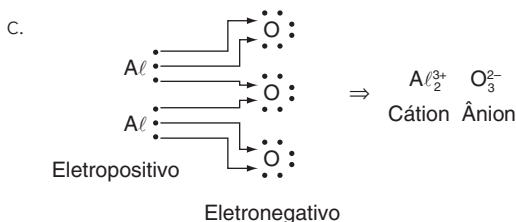
- Em compostos iônicos, as ligações entre os átomos ocorrem a partir de transferência de elétrons. Como a diferença de eletronegatividade nestes casos é grande, o elemento mais eletronegativo tem muito mais força para atrair os elétrons de valência do elemento mais eletropositivo. Com isso, o elemento mais eletropositivo torna-se um cátion (pois perde elétrons efetivamente), e o mais eletronegativo torna-se um ânion (pois ganha elétrons efetivamente). Alguns exemplos elucidam bem esse fenômeno.



$$(\text{Nox})_{\text{Na}} = +1 \quad (\text{Nox})_{\text{Cl}} = -1$$



$$(\text{Nox})_{\text{Ca}} = +2 \quad (\text{Nox})_{\text{Br}} = -1$$



$$(\text{Nox})_{\text{Al}} = +3 \quad (\text{Nox})_{\text{O}} = -2$$

- Em compostos moleculares, formados por ligações covalentes, não existe uma transferência efetiva de elétrons. O termo mais apropriado é compartilhamento, pois o par eletrônico pertence aos dois átomos ligantes concomitantemente; porém, é importante salientar que ele pertence mais ao elemento mais eletronegativo, já que a nuvem eletrônica gerada pelo par encontra-se mais próxima deste. No caso de uma quebra dessa ligação, é muito provável que o par inteiro pertença somente ao elemento mais eletronegativo. É isto que chamamos de **tendência de carga**. No caso de composto molecular, não existem cátions e ânions, mas potencialmente poderão existir se a ligação entre os átomos for quebrada. Observe, a seguir, uma lista crescente de eletronegatividade.

Cs ...K, Na, Ca,.....H, P, C, S, I, Br, Cl, N, O, F

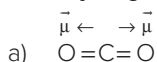


Eletronegatividade cresce

Fig. 1 Filas de eletronegatividade.

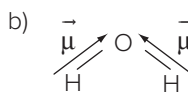
$\vec{\mu}$ é o vetor de momento dipolar, o qual tem a direção da ligação e o sentido voltado para o ligante com efeito indutivo negativo (mais eletronegativo).

Vejamos alguns exemplos de tendência de carga:



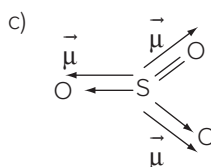
Como o oxigênio é mais eletronegativo que o carbono, cada oxigênio tem uma tendência de carga -2 , e o carbono, $+4$.

$$(\text{Nox})_{\text{C}} = +4 \quad (\text{Nox})_{\text{O}} = -2$$



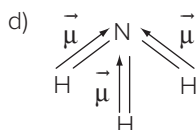
Como o oxigênio é mais eletronegativo que o hidrogênio, cada oxigênio tem uma tendência de carga -2 , e cada hidrogênio, $+1$

$$(\text{Nox})_{\text{O}} = -2 \quad (\text{Nox})_{\text{H}} = +1$$



Como o oxigênio é mais eletronegativo que o enxofre, cada oxigênio tem tendência de carga -2 , e o enxofre, $+6$.

$$(\text{Nox})_{\text{S}} = +6 \quad (\text{Nox})_{\text{O}} = -2$$



Como o nitrogênio é mais eletronegativo que o hidrogênio, o nitrogênio tem tendência de carga -3 , e o hidrogênio, $+1$.

$$(\text{Nox})_{\text{H}} = +1 \quad (\text{Nox})_{\text{N}} = -3$$

Para saber mais sobre distribuições eletrônicas por níveis e subníveis de energia, leia o capítulo 1 da frente 1, no livro 1.

Algumas regras básicas, baseadas na teoria de ligações químicas, tornam o cálculo do Nox dos átomos bem mais simples. A seguir são mostradas as dez regras que facilitam o cálculo.

1ª Os elementos da família 1A (ou grupo 1) da tabela periódica têm Nox +1.

Isso ocorre porque os metais alcalinos têm apenas 1 elétron na sua camada de valência, além de serem muito eletropositivos.

Exemplos:

- Na_2SO_4 $(\text{Nox})_{\text{Na}} = +1$
- KNO_3 $(\text{Nox})_{\text{K}} = +1$
- Li_3PO_4 $(\text{Nox})_{\text{Li}} = +1$
- RbOH $(\text{Nox})_{\text{Rb}} = +1$
- $\text{Cs}_4(\text{P}_2\text{O}_7)$ $(\text{Nox})_{\text{Cs}} = +1$

2ª Os elementos da família 2A (ou Grupo 2) da tabela periódica têm Nox +2.

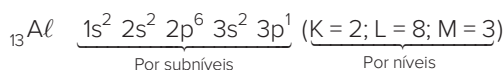
Isso ocorre porque os metais alcalinoterrosos têm 2 elétrons na sua camada de valência. Além disso, são muito eletropositivos.

Exemplos:

- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ $(\text{Nox})_{\text{Ca}} = +2$
- $\text{Be}(\text{OH})_2$ $(\text{Nox})_{\text{Be}} = +2$
- $\text{Mg}(\text{CN})_2$ $(\text{Nox})_{\text{Mg}} = +2$
- $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ $(\text{Nox})_{\text{Sr}} = +2$
- BaSO_4 $(\text{Nox})_{\text{Ba}} = +2$

3ª Alumínio (Al) tem Nox +3.

Como o número atômico do alumínio é 13, sua distribuição eletrônica é dada por:



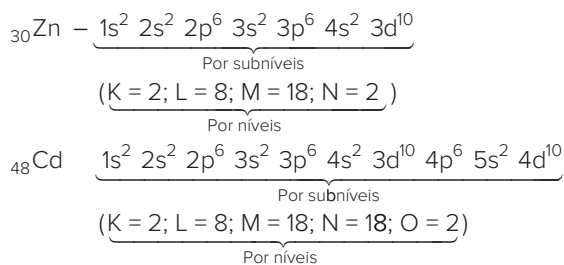
Já que o alumínio também é eletropositivo e tem 3 elétrons na camada de valência, então perderá esses elétrons.

Exemplos:

- $\text{Al}(\text{OH})_3$ $(\text{Nox})_{\text{Al}} = +3$
- $\text{Al}(\text{PO}_4)$ $(\text{Nox})_{\text{Al}} = +3$
- $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ $(\text{Nox})_{\text{Al}} = +3$

4ª Zinco (Zn) e cádmio (Cd) têm Nox +2.

Os números atômicos do Zn e do Cd são, respectivamente, 30 e 48 e, portanto, suas distribuições eletrônicas são:



Como zinco e cádmio são eletropositivos e têm dois elétrons na camada de valência cada um, eles perderão esses dois elétrons.

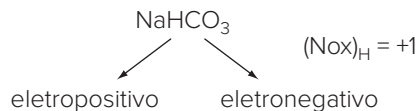
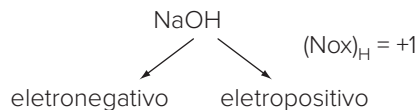
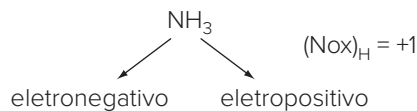
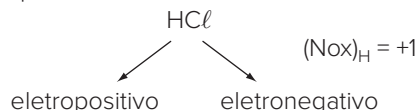
Exemplos:

- $\text{Zn}(\text{OH})_2$ $(\text{Nox})_{\text{Zn}} = +2$
- ZnSO_3 $(\text{Nox})_{\text{Zn}} = +2$
- $\text{Cd}_2\text{P}_2\text{O}_7$ $(\text{Nox})_{\text{Cd}} = +2$
- $\text{Cd}(\text{HPO}_3)$ $(\text{Nox})_{\text{Cd}} = +2$

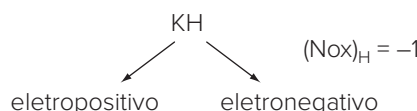
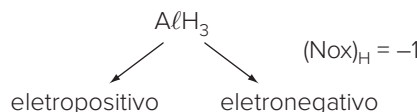
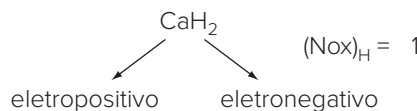
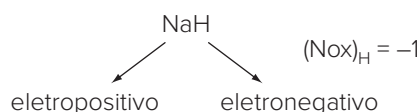
5ª O hidrogênio pode ter Nox +1 (na maioria das vezes) e Nox -1 (nos hidretos metálicos).

Isso ocorre porque o átomo de hidrogênio possui um único elétron, em um nível de energia que suporta, no máximo, dois. Com isso, existe a possibilidade da perda desse elétron, no caso de uma ligação com um elemento mais eletronegativo, ou a possibilidade do ganho de mais um elétron, no caso de uma ligação com um elemento mais eletropositivo, como os metais.

Exemplos:

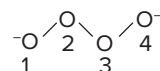


Agora, formando hidretos metálicos:



6ª O oxigênio pode ter Nox -2 (na maioria das vezes), Nox -1 (em peróxidos) e Nox -1/2 (em superóxidos).

Como o oxigênio é um calcogênio (família 6A ou grupo 16 da tabela periódica), ele possui seis elétrons na sua camada de valência. Por ser um elemento extremamente eletronegativo, sua tendência é completar a sua camada de valência com oito elétrons, seja por formação efetiva de ânion ou por aproximação de pares eletrônicos compartilhados. Porém, no caso dos peróxidos, forma-se o radical O_2^- ($^- \text{O} \text{ O}^-$), em que cada oxigênio possui Nox -1. No caso dos superóxidos, forma-se o radical O_4^{2-} , de fórmula estrutural:



em que os oxigênios 1 e 4 possuem Nox -1 e os oxigênios 2 e 3 possuem Nox 0. Entretanto, é comum falarmos sempre em Nox médio, que é a média aritmética dos Nox.

Portanto:

$$\overline{\text{Nox}} = \frac{-2}{4} = \frac{-1}{2}$$

Apesar de parecer estranho, o Nox médio pode ser um número fracionário. Mas o Nox de cada átomo isolado, não.

Casos gerais

Exemplos:

- NaOH (Nox)_O = 2
- PbP₂O₇ (Nox)_O = 2
- H₂SO₄ (Nox)_O = -2
- CaO (Nox)_O = -2

Nos peróxidos:

Exemplos:

- H₂O₂ (Nox)_O = 1
- CaO₂ (Nox)_O = 1
- Na₂O₂ (Nox)_O = -1
- MgO₂ (Nox)_O = -1

Nos superóxidos:

Exemplos:

- Na₂O₄ (Nox)_O = - $\frac{1}{2}$
- CaO₄ (Nox)_O = - $\frac{1}{2}$
- K₂O₄ (Nox)_O = - $\frac{1}{2}$
- MgO₄ (Nox)_O = - $\frac{1}{2}$

Atenção

No composto OF₂, o Nox do oxigênio é +2, já que está ligado ao elemento mais eletronegativo, que é o flúor.

Para saber mais sobre peróxidos e superóxidos, leia o capítulo 5 da frente 2, no livro 2.

7ª Elementos químicos da família 7A (ou grupo 17) têm Nox -1, da família 6A (ou grupo 16) têm Nox -2 e da família 5A (ou grupo 15) têm Nox -3, desde que sejam os elementos mais eletronegativos da ligação.

Isso ocorre porque, em todos os casos, os elementos querem adquirir oito elétrons na camada de valência, para tornarem-se mais estáveis, segundo a Regra do Octeto. Como os elementos da família 7A têm 7 elétrons na camada de valência e são muito eletronegativos, ganham 1 elétron quando se ligam a outros elementos. O mesmo raciocínio é válido para os das famílias 6A e 5A, mas ganhando, respectivamente, 2 e 3 elétrons.

Em compostos oxigenados, o Nox destes elementos é variável e poderá ser calculado pela regra 9.

Exemplos:

- HF (Nox)_F = 1
- NaBr (Nox)_{Br} = 1
- NH₃ (Nox)_N = -3
- Al₂Te₃ (Nox)_{Te} = -2
- H₂S (Nox)_S = -2
- PbI₄ (Nox)_I = -1
- CaSe (Nox)_{Se} = -2
- PCl₃ (Nox)_{Cl} = -1

Nesse último caso, mesmo sendo o fósforo um elemento da família 5A, em um composto não oxigenado, seu Nox não é -3, e sim +3, já que ele é o elemento mais eletropositivo, e não o mais eletronegativo.

8ª Elementos químicos quando compõem substâncias simples têm Nox zero.

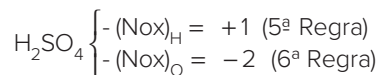
A justificativa para essa regra é simples: como os átomos que compõem a molécula de uma substância simples são do mesmo elemento químico, não existe diferença de eletronegatividade entre eles. Com isso, não haverá deslocamento das nuvens eletrônicas para um ou outro átomo e, portanto, nenhum terá carga ou tendência de carga não nula.

Exemplos:

- O₂ (Nox)_O = 0
- Cl₂ (Nox)_{Cl} = 0
- O₃ (Nox)_O = 0
- Br₂ (Nox)_{Br} = 0
- H₂ (Nox)_H = 0
- C_(grafite) (Nox)_C = 0
- P₄ (Nox)_P = 0
- C₆₀ (Nox)_C = 0
- S₈ (Nox)_S = 0

9ª A soma dos Nox de todos os átomos em uma molécula é zero, já que moléculas são entes químicos neutros.

Essa regra resolve grande parte dos problemas de cálculo de Nox. A sua aplicação prática é ensinada a seguir



Com isso, podemos montar o esquema seguinte:

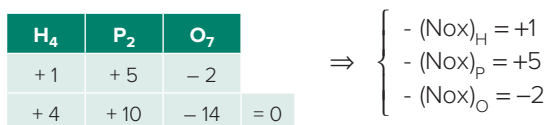
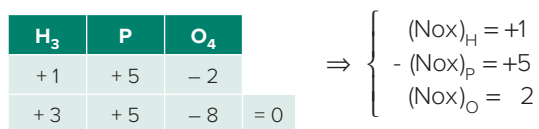
	H ₂	S	O ₄
Nox individual	+1		-2
Carga Total			

Como existem 2 hidrogênios, a carga total referente a eles é +2. Como existem 4 oxigênios, a carga total referente a eles é -8. Portanto:

	H ₂	S	O ₄	
Nox individual	+1	+6	-2	
Carga Total	+2	+6	-8	= 0

Pela regra, para que a carga total seja nula, a carga de todos os enxofres deve ser +6. Como só existe 1 enxofre, (Nox)_S = +6.

Agora, de maneira mais direta, vamos a outros exemplos.



P	Cl ₅	
+5	-1	
+5	-5	=0

$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_P = +5 \\ -(\text{Nox})_{Cl} = -1 \end{cases}$$

P ₂	O ₃	
+3	-2	
+6	-6	=0

$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_P = +3 \\ -(\text{Nox})_O = -2 \end{cases}$$

S	O ₂	
+4	-2	
+4	-4	=0

$$\Rightarrow \begin{cases} (\text{Nox})_S = +4 \\ -(\text{Nox})_O = -2 \end{cases}$$

Si	F ₄	
+4	-1	
+4	-4	=0

$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_{Si} = +4 \\ -(\text{Nox})_F = 1 \end{cases}$$

Na ₂	Pt	Cl ₆	
+1	+4	-1	
+2	+4	-6	=0

$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_{Na} = +1 \\ -(\text{Nox})_{Pt} = +4 \\ -(\text{Nox})_{Cl} = -1 \end{cases}$$

H	Mn	O ₄	
+1	+7	-2	
+1	+7	-8	=0

$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_H = +1 \\ -(\text{Nox})_{Mn} = +7 \\ -(\text{Nox})_O = -2 \end{cases}$$

Na	Al	(OH) ₄	
+1	+3	-1	
+1	+3	-4	=0

$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_{Na} = +1 \\ -(\text{Nox})_{Al} = +3 \\ -(\text{Nox})_O = -2 \\ -(\text{Nox})_H = +1 \end{cases}$$

O OH tem carga total -1, já que $(\text{Nox})_O = -2$ e $(\text{Nox})_H = +1$.

Na ₂	S ₂	O ₃	
+1	+2	-2	
+2	+4	-6	=0

$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_{Na} = +1 \\ -(\text{Nox})_S = +2 \\ -(\text{Nox})_O = -2 \end{cases}$$

As	H ₃	
+3	-1	
+3	-3	=0

$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_{As} = +3 \\ -(\text{Nox})_H = -1 \end{cases}$$

Na ₂	S ₄	O ₆	
+1	+2,5	-2	
+2	+10	-12	=0

$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_{Na} = +1 \\ -(\text{Nox})_S = +2,5 \\ (\text{Nox})_O = 2 \end{cases}$$

Não há problema algum quando o Nox de um elemento é fracionário, já que o valor obtido é de Nox médio.

10ª A soma dos Nox dos átomos em um íon é a própria carga do íon.

Exemplos:

I	O	
+1	-2	
+1	-2	=-1

$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_I = +1 \\ -(\text{Nox})_O = 2 \end{cases}$$

Cr ₂	O ₇ ²⁻	
+6	-2	
+12	-14	=-2

$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_{Cr} = +6 \\ -(\text{Nox})_O = 2 \end{cases}$$

Mn	O ₄ ²⁻	
+6	-2	
+6	-8	=-2

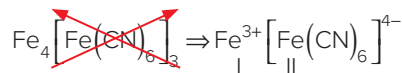
$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_{Mn} = +6 \\ -(\text{Nox})_O = 2 \end{cases}$$

Al ₂	(SO ₄) ₃	
+3	-2	
+6	-6	=0

Quando há parênteses, conte-o como espécie química única, para posteriormente aplicar a regra 10. Assim:

S	O ₄ ²⁻	
+6	-2	
+6	-8	=-2

$$\Rightarrow \begin{cases} -(\text{Nox})_{Al} = +3 \\ -(\text{Nox})_S = +6 \\ -(\text{Nox})_O = -2 \end{cases}$$



Fe	(CN) ₆ ⁴⁻	
+2	-1	
+2	-6	=-4

C	N ⁻¹	
+2	-3	
+2	-3	=-1

$$\text{Com isso, } \begin{cases} -(\text{Nox})_{Fe_I} = +3 \\ (\text{Nox})_{Fe_{II}} = +2 \\ (\text{Nox})_C = +2 \\ -(\text{Nox})_N = -3 \end{cases}$$

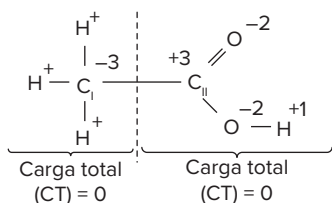
Com essas regras, é possível resolver todos os problemas de cálculo de Nox médio. No entanto, isso não seria suficiente para resolver os problemas que envolvem cálculo de Nox de cada carbono em compostos orgânicos. Veja:



Se fôssemos calcular o Nox médio de cada elemento dessa molécula, pelo método anterior, teríamos:

C ₂	H ₄	O ₂	
0	+1	-2	
0	+4	-4	= 0

Porém, isso não significa que, sendo $(\text{Nox})_{\text{C}} = 0$, cada carbono tem $\text{Nox} = 0$. Se calcularmos cada Nox pela fórmula estrutural, observando a eletronegatividade relativa entre os ligantes, teremos:



Lembrando que cada carbono isolado, acompanhado de seus ligantes, deve ter carga total nula, pois a ligação C-C é apolar.

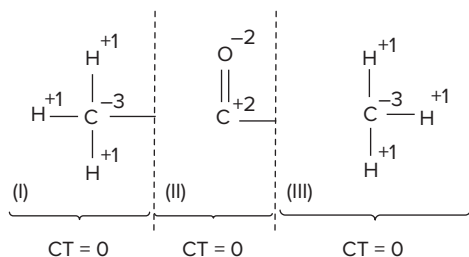
É fácil verificarmos que $(\text{Nox})_{\text{C(I)}} = -3$ e $(\text{Nox})_{\text{C(II)}} = +3$, o que confere ao Nox médio do carbono o valor nulo.

Vejamos o cálculo do Nox da propanona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$):

Cálculo do Nox médio:

C ₃	H ₆	O	
-4/3	+1	-2	
-4	+6	-2	= 0

Cálculo do Nox individual:



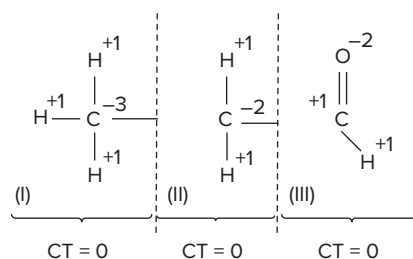
Portanto:
$$\begin{cases} -(\text{Nox})_{\text{C}_I} = 3 \\ -(\text{Nox})_{\text{C}_{II}} = +2 \\ -(\text{Nox})_{\text{C}_{III}} = -3 \end{cases}$$

$$\text{Nox médio} = \frac{-3+2-3}{3} = -\frac{4}{3}$$

Agora, de maneira mais direta:

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$ (propanal)

C ₃	H ₆	O	
-4/3	+1	-2	
-4	+6	-2	= 0

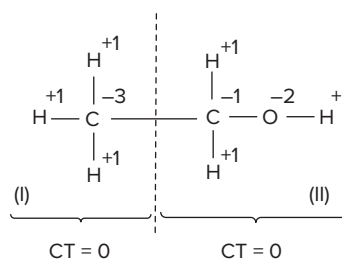


$$\begin{cases} -(\text{Nox})_{\text{C}_I} = -3 \\ -(\text{Nox})_{\text{C}_{II}} = -2 \\ -(\text{Nox})_{\text{C}_{III}} = +1 \end{cases}$$

$$\text{Nox médio} = \frac{-3-2+1}{3} = -\frac{4}{3}$$

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (etanol)

C ₂	H ₆	O	
-2	+1	-2	
-4	+6	-2	= 0

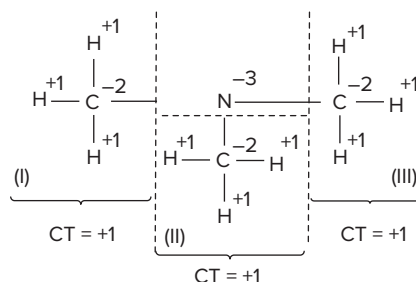


$$\begin{cases} -(\text{Nox})_{\text{C}_I} = -3 \\ (\text{Nox})_{\text{C}_{II}} = 1 \end{cases}$$

$$\text{Nox médio} = \frac{-3-1}{2} = -2$$

- $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ (trimetilamina)

C ₃	H ₉	N	
-2	+1	-3	
-6	+9	-3	= 0

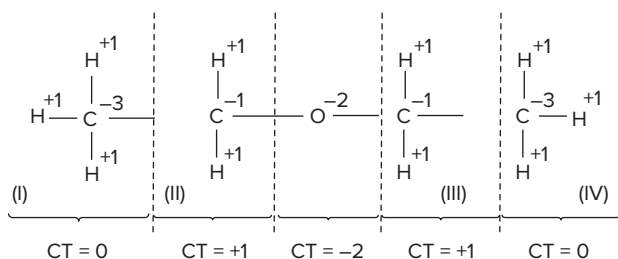


$$\left\{ -(\text{Nox})_{\text{C}_{\text{I,III}}} = -2 \right.$$

$$\text{Nox médio} = \frac{-2-2-2}{3} = 2$$

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$ (éter dietílico)

C ₄	H ₁₀	O	
-2	+1	-2	
-8	+10	-2	=0



$$\left\{ \begin{array}{l} -(\text{Nox})_{\text{C}_{\text{I,IV}}} = -3 \\ -(\text{Nox})_{\text{C}_{\text{II,III}}} = -1 \end{array} \right.$$

$$\text{Nox médio} = \frac{3 \cdot 1}{2} = 2$$

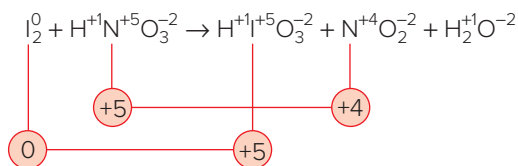
Oxidação, redução, agente oxidante e agente redutor

Algumas reações químicas, como as reações de dupla-troca, que serão estudadas mais a frente, ocorrem sem que haja transferência de elétrons de um átomo para outro. Porém, existem outras reações em que ocorre tal transferência e que são de fundamental importância para o entendimento de reações cotidianas, como os fenômenos mencionados no início deste capítulo.

Para entendermos os fenômenos que ocorrem nesse caso, tomemos a seguinte equação não balanceada como exemplo:



Pelas regras estudadas no item anterior, podemos calcular, com facilidade, os Nox de cada elemento dessa equação, como mostrado a seguir:



Podemos perceber que, durante a reação, não houve variação do Nox do hidrogênio e do oxigênio, como mostra o esquema anterior. A variação do Nox é, certamente, devido a perdas ou ganhos de elétrons. No caso do iodo, o aumento de Nox deve-se à perda de 5 elétrons; no caso

do nitrogênio, a diminuição do Nox deve-se ao ganho de 1 elétron. Por definição, o primeiro sofreu oxidação e o segundo redução. Logo:

Oxidação é a perda de elétron(s) de um elemento em uma reação química. Redução é o ganho de elétron(s) de um elemento em uma reação química.

! Atenção

Como consequência das definições, o elemento que sofre oxidação tem um aumento do Nox, e o elemento que sofre redução tem uma diminuição do Nox.

As reações em que há variação de Nox são chamadas de reações de oxirredução ou redox. É importante salientar que todas as reações redox têm, pelo menos, uma oxidação e uma redução, mas nada impede que haja mais um elemento perdendo ou ganhando elétrons.

No entanto, é óbvio que, para um elemento ganhar elétrons, obrigatoriamente um outro precisa perdê-los, pelo princípio da conservação das cargas. Na realidade, o responsável pela perda de elétrons de um elemento é aquele que ganha, que toma estes elétrons. O raciocínio contrário (o responsável pelo ganho de elétrons de um elemento é aquele que perde elétrons) também é válido. Em Química, chamaremos esses responsáveis de agentes. Com isso, surgem as definições:

- Agente oxidante é a substância que contém o elemento que se reduz.
- Agente redutor é a substância que contém o elemento que se oxida.

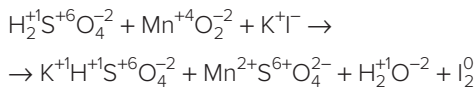
! Atenção

Note que os conceitos de oxidação e redução são aplicados a elementos químicos, enquanto os conceitos de agente oxidante e agente redutor são válidos para substâncias.

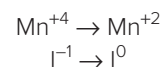
Com isso, no exemplo comentado temos:

- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KI} \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$ (equação não balanceada)

Calculando os Nox, temos:



Com isso:

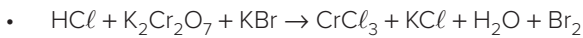


Oxidação: I

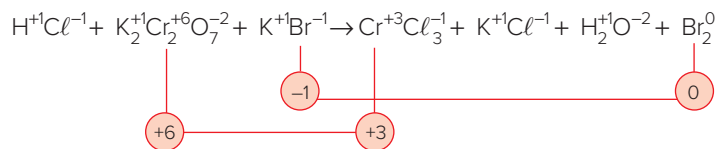
Redução: Mn

Agente oxidante: MnO_2

Agente redutor: KI



Calculando-se os Nox, temos:

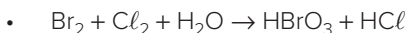


Oxidação: Br

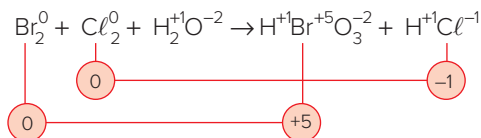
Redução: Cr

Agente oxidante: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Agente redutor: KBr



Calculando-se os Nox, temos:



Oxidação: Br

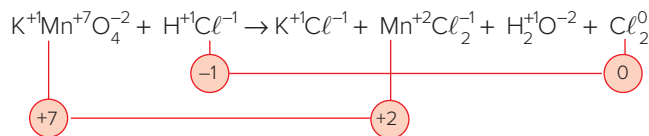
Redução: Cl

Agente oxidante: Cl_2

Agente redutor: Br_2



Calculando-se os Nox, temos:



Oxidação: Cl

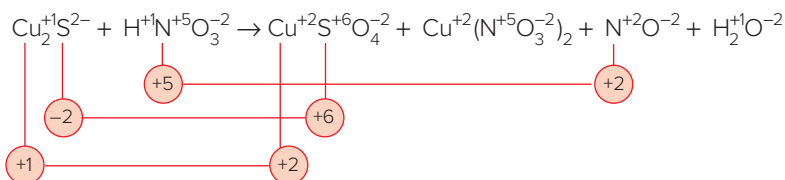
Redução: Mn

Agente oxidante: KMnO_4

Agente redutor: HCl



Calculando-se os Nox, temos:



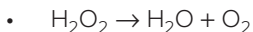
Oxidação: Cu, S

Redução: N

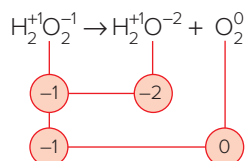
Agente oxidante: HNO_3

Agente redutor: Cu_2S

Note que, neste caso, ocorrem duas oxidações e uma redução.



Calculando-se os Nox, temos:



Oxidação: O

Redução: O

Agente oxidante: H_2O_2

Agente redutor: H_2O_2

Nesse caso, o mesmo elemento químico sofre oxidação e redução. Quando isso ocorre, a reação é chamada de auto-oxirredução.

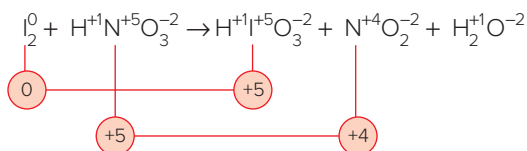
Balanciamento por oxirredução

Normalmente, no Ensino Fundamental, já aprendemos a balancear equações químicas. Lá, define-se balanceamento como estabelecimento do equilíbrio (ou igualdade) do número de átomos antes e depois de uma reação, já que os átomos não podem ser criados ou destruídos, segundo John Dalton. Esse balanceamento primitivo é realizado por tentativas.

Todavia, o verdadeiro balanceamento prevê não só o equilíbrio entre os átomos, mas também entre as cargas elétricas. Esse tipo de balanceamento mais completo é chamado de balanceamento por oxirredução. Para estudá-lo, vamos balancear a seguinte equação:



Primeiro, vamos ao cálculo dos Nox:



É fácil perceber que o nitrogênio ganhou 1 elétron, e que cada iodo perdeu 5. Como são dois iodios, o total de elétrons cedidos deve ser igual ao número de elétrons recebidos. Para tanto, é preciso haver 10 HNO₃ para cada I₂; sendo assim, serão 10 elétrons recebidos. Portanto:



Já que o balanceamento das cargas está feito, resta fazer o balanceamento dos átomos, que é realizado, como já vimos, por tentativas. De fato:



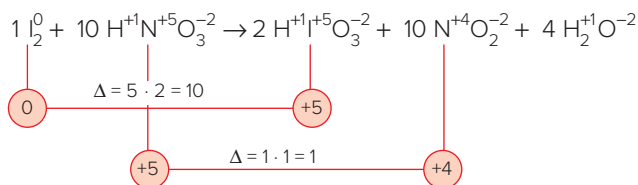
Mas, por praticidade, podemos estabelecer o seguinte procedimento, que é equivalente ao raciocínio anterior:

1. calcular os Nox de todos os elementos;
2. identificar aqueles que sofrem variações de Nox;
3. calcular a variação total do Nox, que equivale ao total de elétrons perdidos e recebidos, e que pode ser dada por: $\Delta = (\text{Nox maior} - \text{Nox menor}) \cdot (\text{maior índice do elemento na equação})$;
4. inverter os Δ 's onde o índice é maior, o que equivale a fazer o equilíbrio das cargas;
5. balancear por tentativa, o que equivale a equilibrar o número de átomos antes e depois da reação.

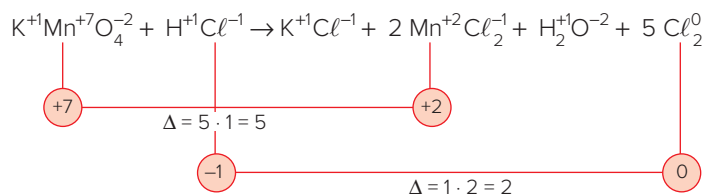
Façamos agora a mesma equação anterior, utilizando a regra prática:



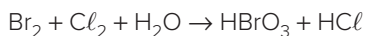
Calculando-se os Nox, temos:



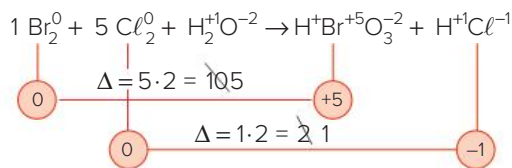
Vejamos outros exemplos, de forma mais direta:



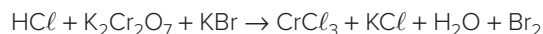
Agora, por tentativas: $2 \text{KMnO}_4 + 16 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{KCl} + 2 \text{MnCl}_2 + 8 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Cl}_2$



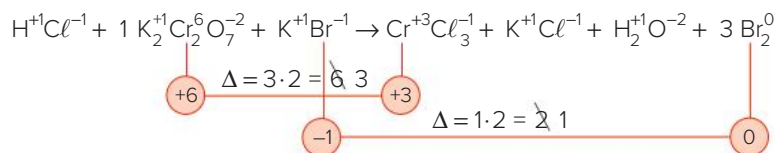
Calculando-se os Nox, temos:



Por tentativas: $1 \text{ Br}_2 + 5 \text{ Cl}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ HBrO}_3 + 10 \text{ HCl}$



Calculando-se os Nox:

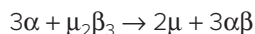


Por tentativas: $14 \text{ HCl} + 1 \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6 \text{ KBr} \rightarrow 2 \text{ CrCl}_3 + 8 \text{ KCl} + 7 \text{ H}_2\text{O} + 3 \text{ Br}_2$

Revisando

- 1 Unicamp** Pode-se imaginar que o ser humano tenha pintado o próprio corpo com cores e formas, procurando imitar os animais multicoloridos e assim adquirir as suas qualidades: a rapidez da gazela; a força do tigre; a leveza das aves... A pintura corporal é ainda muito usada entre os índios brasileiros. Os desenhos, as cores e as suas combinações estão relacionados com solenidades ou com atividades a serem realizadas. Para obter um corante vermelho, com o que pintam o corpo, os índios brasileiros trituram sementes de urucum, fervendo esse pó com água. A cor preta é obtida da fruta jenipapo ivá. O suco que dela é obtido é quase incolor, mas depois de esfregado no corpo, em contato com o ar, começa a escurecer até ficar preto.
- No caso do urucum, como se denomina o processo de obtenção do corante usando água?
 - Cite dois motivos que justifiquem o uso de água quente em lugar de água fria no processo extrativo do corante vermelho.
 - Algum dos processos de pintura corporal, citados no texto, envolve uma transformação química? Responda sim ou não e justifique.

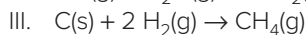
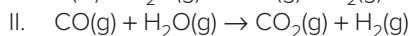
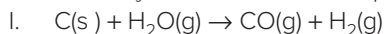
- 2 UFRJ ATENÇÃO:** os símbolos α , β e μ representam três elementos distintos. O esquema a seguir representa uma reação química que envolve substâncias simples e compostas formadas pelos elementos α , β e μ .



- O elemento representado pelo símbolo μ é o principal componente do aço; é um metal de transição do 4^o período da tabela periódica e pertence ao mesmo grupo do ósmio. Identifique o elemento μ e determine o número de nêutrons do seu isótopo de massa atômica 56.
- Considere que o elemento β encontra-se na forma de um ânion divalente no reagente $\mu_2\beta_3$. Escreva os números de oxidação do elemento μ no reagente e no produto da reação.

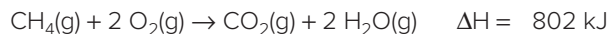
3 Uerj As reações de oxirredução I, II, III, descritas a seguir, compõem o processo de produção do gás metano a partir do carvão, que tem como subproduto o dióxido de carbono.

Nessas reações, o carvão está representado por C(s) em sua forma alotrópica mais estável.



Entre as vantagens da utilização do metano como combustível estão a maior facilidade de distribuição, a queima com ausência de resíduos e o alto rendimento térmico.

O alto rendimento térmico pode ser observado na seguinte equação termoquímica:

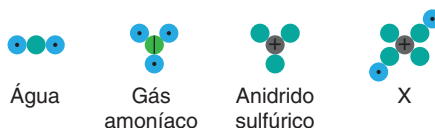


Considere as entalpias de formação das substâncias a seguir:

Substâncias	Entalpia de formação (kJ · mol ⁻¹)
H ₂ O(g)	-242
CO(g)	-110
CO ₂ (g)	-393

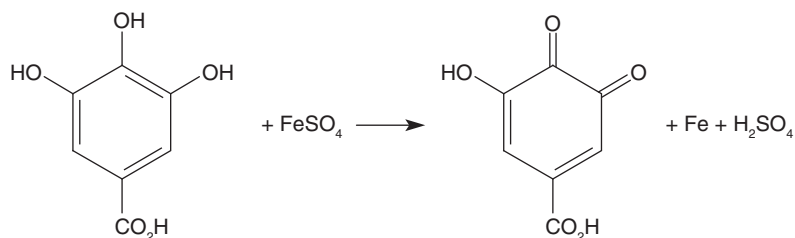
Identifique os agentes redutores nas equações II e III e escreva a equação termoquímica que representa a produção do metano a partir do carvão.

4 UFRJ O cientista John Dalton foi um dos pioneiros na tentativa de ordenar e definir propriedades dos elementos e das moléculas. Segundo sua Teoria Atômica, apresentada em 1803, toda a matéria seria composta por pequenas partículas indivisíveis chamadas átomos. Átomos do mesmo elemento possuiriam as mesmas características, podendo se ligar entre si ou a outros elementos, formando moléculas. Como os símbolos dos antigos alquimistas não se ajustavam a sua teoria, Dalton propôs ainda a adoção de novos símbolos para representar os elementos e as moléculas. As figuras a seguir apresentam algumas moléculas representadas com os símbolos criados por Dalton.

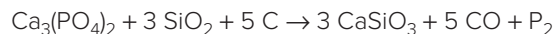


- Escreva a estrutura do ácido nítrico usando a representação de Dalton.
- Apresente o Nox do elemento central da molécula X.

- 5 UFRJ Uma das tintas empregadas pelos escribas da Idade Média era a chamada tinta ferrogálica, produzida por meio da mistura de extratos de certas plantas com sulfato ferroso. Uma das substâncias presentes nos extratos dessas plantas reage com o sulfato ferroso formando uma mistura de cor negra, segundo a equação representada a seguir.

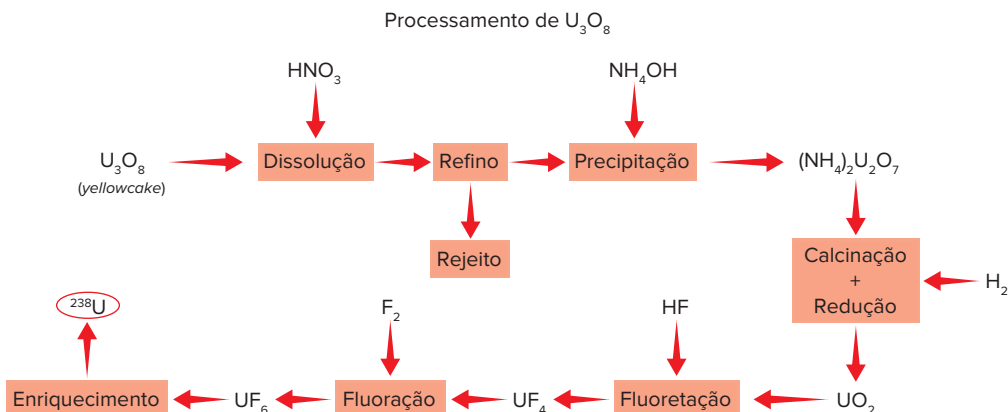


- a) Identifique os grupamentos funcionais do reagente orgânico.
 b) Calcule o número de oxidação médio do carbono no produto orgânico e identifique o agente oxidante da reação
- 6 UFRJ O fósforo pode ser produzido industrialmente por meio de um processo eletrotérmico no qual fosfato de cálcio é inicialmente misturado com areia e carvão; em seguida, essa mistura é aquecida em um forno elétrico onde se dá a reação representada a seguir.



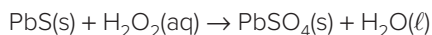
- a) Calcule a variação do número de oxidação do elemento que sofre redução.
 b) Determine a quantidade máxima, em mols, de fósforo formado quando são colocados para reagir 8 mols de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ com 18 mols de SiO_2 e 45 mols de carbono.
- 7 Unesp (Adapt.) A hidrazina (N_2H_4) e o tetróxido de dinitrogênio (N_2O_4) formam uma mistura autoignitória que tem sido utilizada em propulsores de foguetes. Os produtos da reação são nitrogênio e água. Forneça a equação química balanceada para essa reação e a estrutura de Lewis para a molécula do reagente redutor. Indique o Nox do nitrogênio nos compostos nitrogenados envolvidos nesse processo.
 Dado: Números atômicos: H = 1; N = 7; O = 8.

- 8 **UFRJ** A produção de energia nas usinas de Angra 1 e Angra 2 é baseada na fissão nuclear de átomos de urânio radioativo ^{238}U . O urânio é obtido a partir de jazidas minerais, na região de Caetité, localizada na Bahia, onde é beneficiado até a obtenção de um concentrado bruto de U_3O_8 , também chamado de “yellowcake”. O concentrado bruto de urânio é processado através de uma série de etapas até chegar ao hexafluoreto de urânio, composto que será submetido ao processo final de enriquecimento no isótopo radioativo ^{238}U , conforme o esquema a seguir.



Com base no esquema:

- Apresente os nomes do oxiácido e da base utilizados no processo.
 - Indique os números de oxidação do átomo de urânio nos compostos U_3O_8 e $(\text{NH}_4)_2\text{U}_2\text{O}_7$.
- 9 **Ufop** Pinturas a óleo tendem a escurecer com o tempo. Tal escurecimento é consequência da reação do PbO , usado como pigmento branco das tintas, com H_2S proveniente da poluição do ar. Isso leva à formação de um produto de cor preta, o PbS . A recuperação das pinturas requer o tratamento com soluções de peróxido de hidrogênio, conforme a seguinte equação não balanceada:



- Faça o balanceamento dessa equação.
- Indique:
 Agente redutor: _____
 Agente oxidante: _____
- Calcule o volume de uma solução de peróxido de hidrogênio 20% v/v necessário para remover completamente uma camada de 1,195 g do PbS .
 Dado: densidade H_2O_2 pura = 1,4 g/mL.

Exercícios propostos

1 Unesp 2020

Lâmpadas sem mercúrio

Agora que os LEDs estão jogando para escanteio as lâmpadas fluorescentes compactas e seu conteúdo pouco amigável ao meio ambiente, as preocupações voltam-se para as lâmpadas ultravioletas, que também contêm o tóxico mercúrio.

Embora seja importante proteger-nos de muita exposição à radiação UV do Sol, a luz ultravioleta também tem propriedades muito úteis. Isso se aplica à luz UV com comprimentos de onda curtos, de 100 a 280 nanômetros, chamada luz UVC, que é especialmente útil por sua capacidade de destruir bactérias e vírus.

Para eliminar a necessidade do mercúrio para geração da luz UVC, Ida Hoias, da Universidade Norueguesa de Ciência e Tecnologia, montou um diodo pelo seguinte procedimento: inicialmente, depositou uma camada de grafeno (uma variedade cristalina do carbono) sobre uma placa de vidro. Sobre o grafeno, dispôs nanofios de um semicondutor chamado nitreto de gálio-alumínio (AlGaIn). Quando o diodo é energizado, os nanofios emitem luz UV, que brilha através do grafeno e do vidro.

(www.inovacaotecnologica.com.br. Adaptado.)

No nitreto de gálio-alumínio, os números de oxidação do nitrogênio e do par Al-Ga são, respectivamente,

- A 0 e 0.
- B +6 e -6.
- C +1 e +1
- D 3 e +3.
- E -2 e +2.

2 Cesgranrio

Os números de oxidação dos halogênios nos compostos NaCl, NaClO₃, KI, I₂, NH₄IO₃ são, respectivamente:

- A +1, +3, 0, -2, +4
- B +1, -5, -1, 0, +5
- C -1, -5, +1, 0, -5
- D -1, +5, -1, 0, +5
- E 1, 3, +1, 0, -4

3 IFSul 2016

O sal marinho é composto principalmente por NaCl, MgCl₂, CaCl₂, e contém traços de mais de 84 outros elementos.

Sobre os sais citados e os elementos químicos que os compõem, é correto afirmar que

- A o Nox do magnésio é +2.
- B o cloro nestes sais tem Nox +1.
- C o sódio é um metal alcalino terroso.
- D os sais são formados por ligações covalentes.

4 UFRJ

A hidroxiapatita [Ca₁₀(PO₄)₆(OH)₂], sintetizada em laboratório, é utilizada para a preparação de implantes ósseos e dentários.

Este composto biocerâmico pode ser obtido por meio de gotejamento de soluções de nitrato de cálcio e de fosfato de amônio em uma solução aquecida de nitrato de amônio.

- a) Determine o número de oxidação do fósforo na hidroxiapatita.
- b) Escreva a fórmula molecular do nitrato de amônio.

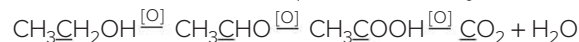
5 Cesgranrio

Assinale, entre as opções abaixo, a fórmula do composto no qual o fósforo está no maior estado de oxidação.

- A H₃PO₃
- B H₂PO₃
- C H₃PO₂
- D H₄P₂O₅
- E HPO₃

6 PUC-Minas

Considere a sequência das reações:

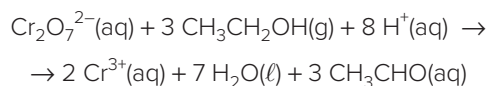


Observa-se que os carbonos assinalados, da esquerda para a direita, têm, respectivamente, os seguintes números de oxidação:

- A 0, -1, +3, +4
- B -1, +1, +3, +3
- C 1, +1, +2, +4
- D -1, +1, +3, +4
- E 1, +1, +3, 4

7 UFMG

Os bafômetros mais simples são pequenos tubos descartáveis com uma mistura que contém ânions dicromato (de cor amarelo-alaranjada) em meio ácido. A detecção da embriaguez é visual, pois a reação do dicromato com o álcool leva à formação do cátion Cr³⁺ (de cor verde). Essa reação pode ser representada simplificada por:



Sobre essa reação, assinale a alternativa falsa.

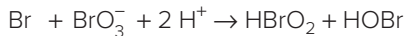
- A O dicromato age como oxidante na reação.
- B O álcool é oxidado a ácido carboxílico.
- C O pH do sistema aumenta devido à reação.
- D O número de oxidação inicial do cromo é +6.

8 UFRGS 2017

Nos compostos H₂SO₄, KH, H₂, H₂O₂, NaHCO₃, o número de oxidação do elemento hidrogênio é, respectivamente,

- A +1, 1, 0, +1, +1.
- B +1, +1, +1, 0, +1.
- C +1, 1, 0, +2, +1.
- D -1, -1, +1, +1, -1.
- E -1, +1, 0, +1, +2.

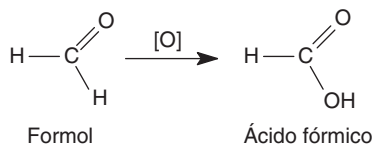
9 UFRGS 2019 A reação de Belousov-Zhabotinsky, que forma padrões oscilantes espaciais e temporais como ondas, é uma reação extremamente interessante com mecanismo complexo e é um dos exemplos mais conhecidos de formação de estruturas ordenadas em sistemas fora do equilíbrio. Uma das suas etapas é



Os números de oxidação do bromo, nessas espécies, na ordem em que aparecem, são respectivamente

- A -1, -5, +3, -1
- B 1, 1, +3, +1
- C -1, +5, +3, +1
- D +1, 1, 3, 1
- E +1, +5, -3, +1

10 Uerj O formol ou formalina é uma solução aquosa de metanal, utilizada na conservação dos tecidos de animais e cadáveres humanos para estudos em Biologia e Medicina. Ele é oxidado a ácido fórmico, segundo a equação a seguir, para evitar que os tecidos animais sofram deterioração ou oxidação.



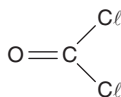
Nessa transformação, o número de oxidação do carbono sofreu uma variação de:

- A -4 para +4.
- B -3 para -2.
- C -2 para -1.
- D 0 para +2.

11 PUC-Minas As estruturas: CH_4 , CH_3OH , HCHO , HCOOH constituem compostos que apresentam aspectos comuns entre si. É correto afirmar que:

- A os carbonos estão em ordem crescente de números de oxidação.
- B em solução aquosa funcionam como ácidos.
- C são isômeros funcionais.
- D em solução aquosa são bons condutores de corrente elétrica.

12 FGV No recente atentado terrorista ocorrido na cidade japonesa de Yokohama, foi lançado fosgênio, representado na figura a seguir, num trem subterrâneo.



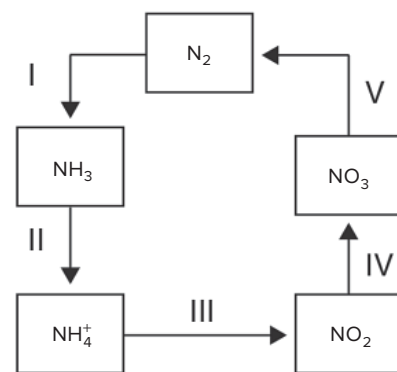
Os elementos químicos que compõem essa substância têm números de oxidação:

- I. carbono
- II. cloro
- III. oxigênio
- A (I) +4, (II) -1, (III) -2.
- B (I) -4, (II) +1, (III) -2.
- C (I) +3, (II) 1, (III) 2
- D (I) -3, (II) +1, (III) +2.
- E (I) 0, (II) -1, (III) +2.

13 Fuvest O material cerâmico $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$, supercondutor a baixas temperaturas, é preparado por tratamento adequado na mistura Y_2O_3 , BaCO_3 e CuO . Nesse supercondutor, parte dos átomos de cobre tem número de oxidação igual ao do cobre no CuO ; a outra parte tem número de oxidação incomum.

- a) Dê o número de oxidação do ítrio, do bário e do cobre nos compostos usados na preparação do material cerâmico.
- b) Calcule os números de oxidação do cobre no composto $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$.

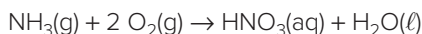
14 Enem 2014 A aplicação excessiva de fertilizantes nitrogenados na agricultura pode acarretar alterações no solo e na água pelo acúmulo de compostos nitrogenados, principalmente a forma mais oxidada, favorecendo a proliferação de algas e plantas aquáticas e alterando o ciclo do nitrogênio, representado no esquema. A espécie nitrogenada mais oxidada tem sua quantidade controlada por ação de microrganismos que promovem a reação de redução dessa espécie, no processo denominado desnitrificação.



O processo citado está representado na etapa:

- A I
- B II
- C III
- D IV
- E V

- 15 Famerp 2017** O ácido nítrico é obtido a partir da amônia por um processo que pode ser representado pela reação global:



Nessa reação, a variação do número de oxidação (Δ_{Nox}) do elemento nitrogênio é igual a

- A 6 unidades. D 8 unidades.
B 4 unidades. E 10 unidades.
C 2 unidades.
- 16** Nos compostos CCl_4 , CHCl_3 , CH_2Cl_2 , CH_3Cl e CH_4 , os números de oxidação dos carbonos são, respectivamente:
- A +4, +2, 0, 2, -4
B 4, 2, 0, +2, +4
C +4, +2, +1, 2, +4
D 2, +4, 0, +2, +4
E 2, 4, 2, +2, 4

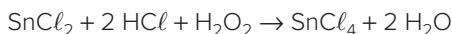
- 17 Cesgranrio** As afirmações a seguir são relativas às reações de oxirredução.

- I. Oxidação é ganho de elétrons, e redução, perda de elétrons.
- II. Elemento oxidante é o responsável pela oxidação e, portanto, é aquele cujo número de oxidação aumenta.
- III. O número de elétrons cedidos pelo redutor é igual ao número de elétrons ganhos pelo oxidante.
- VI. O elemento reduzido recebe elétrons.

Assinale as alternativas verdadeiras.

- A Somente I e II.
B Somente I, III e IV.
C Somente II, III e IV.
D Somente III e IV.
E Todas são verdadeiras.

- 18 Cesgranrio** Observe a reação:



A partir dela, podemos afirmar corretamente que o:

- A Sn e o Cl sofrem oxidação.
B Sn sofre oxidação, e o O, redução.
C Sn sofre oxidação, e o HCl, redução.
D H_2O_2 sofre redução, e o Cl, oxidação.
E H_2O_2 sofre oxidação, e o Sn, redução.

- 19 Unicamp** Nas salinas, após a remoção da maior parte dos sais da água do mar, sobra uma solução que contém ainda muitos componentes, como o brometo (Br). Borbulhando-se nessa solução uma corrente de gás cloro (Cl_2), numa certa temperatura, obtêm-se vapores de bromo (Br_2).

- a) Escreva a equação da reação do brometo com o cloro.
- b) Indique qual é o oxidante e qual é o redutor.

- 20 UFMT** Uma reação de importância comercial e que emprega água é a redução do vapor por meio de coque a altas temperaturas: $\text{C} + \text{HOH} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$ à temperatura de 1000 °C.

A mistura de monóxido de carbono e gás hidrogênio, denominada gás-d'água, constitui um combustível satisfatório em que o gás natural não existe ou é mais caro.

Diante do exposto, julgue os itens.

- O coque (C) nesta importante reação está sendo reduzido, sendo portanto agente oxidante.
- Na redução do vapor d'água a altas temperaturas pelo coque, além de produzir gás de importância comercial, reduz o hidrogênio de +1 para 0 (zero).
- Esta importante reação comercial trata-se de uma reação redox, pois está ocorrendo oxidação e redução ao mesmo tempo.
- O oxigênio é o único elemento nesta reação que não sofre variação no seu estado de oxidação.

- 21 EsPCEX 2018** O tungstênio é encontrado em vários minerais, como óxidos de volframita – $(\text{Fe}, \text{Mn})\text{WO}_4$ e a scheelita – CaWO_4 . É usado em filamentos de lâmpadas incandescentes, em tanques de guerra, balas de revólver e em ferramentas de corte e perfuração

FONSECA, Martha Reis Marques da, Química Geral, São Paulo: Ed. FTD, 2007, pág. 207.

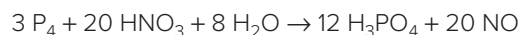
Acerca da espécie química CaWO_4 e seus átomos constituintes, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. No composto CaWO_4 o número de oxidação (Nox) do tungstênio é +6.
- II. O composto CaWO_4 é considerado um peróxido.
- III. O CaWO_4 é uma substância que possui apenas ligações do tipo covalente.
- IV. O tungstênio ($Z = 74$) é um metal de transição externa (“elementos com configuração eletrônica terminando em $ns^2(n-1)d^{1 \text{ até } 10}$ ”).

Das afirmativas feitas estão corretas apenas

- A I e II. D I e IV.
B II e III E I, II e III
C II e IV.

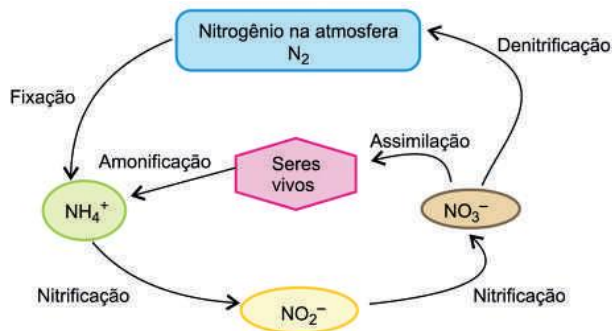
- 22 Cesgranrio** Tratando-se o fósforo branco (P_4), com solução aquosa de ácido nítrico (HNO_3), obtém-se ácido fosfórico e monóxido de nitrogênio, segundo a equação química equilibrada:



Os agentes oxidante e redutor desta reação são, respectivamente:

- A P_4 e HNO_3
B P_4 e H_2O
C HNO_3 e P_4
D H_2O e HNO_3
E H_2O e P_4

- 23 Inspcr 2019** O nitrogênio é o elemento mais abundante da atmosfera e faz parte de compostos essenciais para o sistema biológico, como aminoácidos e proteínas. Apesar de sua grande disponibilidade na forma de gás N_2 , poucas espécies são capazes de utilizá-lo dessa forma. Seu processo de transformação é denominado fixação e seu ciclo na natureza é representado na figura.



No ciclo do nitrogênio, a etapa que envolve oxidação é a

A denitrificação, e são envolvidos 3 mol de elétrons para formação de 1 mol de N_2 a partir do NO_3^- .

B nitrificação, e são envolvidos 6 mol de elétrons para formação de 1 mol de NO_2^- a partir do NH_4^+ .

C fixação do nitrogênio, e são envolvidos 3 mol de elétrons para formação de 1 mol de NH_4^+ a partir do N_2 .

D fixação de nitrogênio, e são envolvidos 6 mol de elétrons para formação de 1 mol de NH_4^+ a partir do N_2 .

E nitrificação, e são envolvidos 6 mol de elétrons para formação de 1 mol de NO_3^- a partir do NO_2^- .

- 24 Fatec 2019** A reação que ocorre entre a fosfina e o oxigênio é representada pela equação química



As substâncias que atuam como agente oxidante e agente redutor desse processo são, respectivamente,

- A O_2 e PH_3 .
- B O_2 e H_2O .
- C O_2 e P_2O_5 .
- D PH_3 e H_2O .
- 25 UFF** Os tira-manchas, vendidos nos mercados, agem ou por fenômeno de solubilidade ou por reações químicas, em particular, reações redox. As manchas de materiais gordurosos são, em geral, removidas por tetracloroetileno. As de ferrugem envolvem reações do óxido de ferro (III) com o ácido ascórbico e as de sangue são removidas com soluções que contêm o hipoclorito de sódio. Com base no texto apresentado, podemos afirmar que os fenômenos sofridos pelos constituintes das manchas em questão são, respectivamente:

- A saponificação, solubilização, oxidação.
- B precipitação, saponificação, oxidação.
- C oxidação, precipitação, solubilização.
- D solubilização, oxidação, redução.
- E solubilização, redução, oxidação.

- 26 Vunesp** A reação entre alumínio metálico e cloreto de cobre (II) produz cloreto de alumínio e cobre metálico.

- a) Escrever a equação balanceada da reação.
- b) Qual é o agente oxidante e o agente redutor da reação?

- 27 Fuvest** O cientista e escritor Oliver Sacks, em seu livro *Tio Tungstênio*, nos conta a seguinte passagem de sua infância:

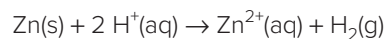
Ler sobre [Humphry] Davy e seus experimentos estimulou-me a fazer diversos outros experimentos eletroquímicos... Devolvi o brilho às colheres de prata de minha mãe colocando-as em um prato de alumínio com uma solução morna de bicarbonato de sódio [$NaHCO_3$]. Pode-se compreender o experimento descrito, sabendo-se que

– objetos de prata, quando expostos ao ar, enegrecem devido à formação de Ag_2O e Ag_2S (compostos iônicos).

– as espécies químicas Na^+ , Al^{3+} e Ag^+ têm, nessa ordem, tendência crescente para receber elétrons. Assim sendo, a reação de oxirredução, responsável pela devolução do brilho às colheres, pode ser representada por:

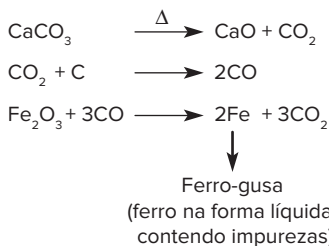
- A $3 Ag^+ + Al^0 \rightarrow 3 Ag^0 + Al^{3+}$
- B $Al^{3+} + 3 Ag^0 \rightarrow Al^0 + 3 Ag^+$
- C $Ag^0 + Na^+ \rightarrow Ag + Na^0$
- D $Al^0 + 3 Na^+ \rightarrow Al^{3+} + 3 Na^0$
- E $3 Na^0 + Al^{3+} \rightarrow 3 Na^+ + Al^0$

- 28 FEI** A corrosão do zinco pelo ácido clorídrico em solução aquosa é representada pela equação:



Assinale a alternativa falsa.

- A O zinco sofre oxidação porque perdeu elétrons.
- B O íon H^+ sofre redução porque ganhou elétrons.
- C O zinco aumentou o número de oxidação.
- D O íon H^+ diminuiu o número de oxidação.
- E O zinco é o agente oxidante.
- 29 PUC-Rio** Ferro gusa é o principal produto obtido no alto forno de uma siderúrgica. As matérias-primas utilizadas são: hematita (Fe_2O_3 mais impurezas), calcário ($CaCO_3$ mais impurezas), coque (C) e ar quente. Considere as principais reações que ocorrem no alto forno:



- a) A partir de uma tonelada de hematita com 10% de impurezas em massa, calcule a quantidade máxima, em kg, que se pode obter de ferro gusa (Fe mais 7 %, em massa de impurezas).
- b) Escreva a fórmula dos agentes redutores nas reações de oxirredução.
- c) Dentre os reagentes e produtos presentes, identifique e escreva a reação do anidrido com a água

30 Fuvest Sabendo que os números de oxidação do H e do O são, respectivamente, +1 e -2, quais das equações representam reações de oxirredução?

- a. $\text{HCOOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{HCOOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b. $2 \text{CH}_3\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_3\text{OCH}_3$
- c. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow[\text{CrO}_3]{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_3\text{COOH}$

- A Somente A.
B A e B.
C A e C.
D B e C.
E Somente C.

31 EsPCEX 2017 Conversores catalíticos (catalisadores) de automóveis são utilizados para reduzir a emissão de poluentes tóxicos. Poluentes de elevada toxicidade são convertidos a compostos menos tóxicos. Nesses conversores, os gases resultantes da combustão no motor e o ar passam por substâncias catalisadoras. Essas substâncias aceleram, por exemplo, a conversão de monóxido de carbono (CO) em dióxido de carbono (CO₂) e a decomposição de óxidos de nitrogênio como o NO, N₂O e o NO₂ (denominados NO_x) em gás nitrogênio (N₂) e gás oxigênio (O₂). Referente às substâncias citadas no texto e às características de catalisadores, são feitas as seguintes afirmativas:

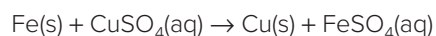
- I. a decomposição catalítica de óxidos de nitrogênio produzindo o gás oxigênio e o gás nitrogênio é classificada como uma reação de oxidorredução;
- II. o CO₂ é um óxido ácido que, ao reagir com água, forma o ácido carbônico;
- III. catalisadores são substâncias que iniciam as reações químicas que seriam impossíveis sem eles, aumentando a velocidade e também a energia de ativação da reação;

- IV. o CO é um óxido básico que, ao reagir com água, forma uma base;
- V. a molécula do gás carbônico (CO₂) apresenta geometria espacial angular.

Das afirmativas feitas estão corretas apenas a

- A I e II.
B II e V.
C III e IV.
D I, III e V.
E II, IV e V.

32 Uefs 2018 Quando um prego de ferro é mergulhado em uma solução aquosa de sulfato de cobre(II), observa-se a formação de cobre metálico sobre a superfície do prego em decorrência da reação representada por



Essa é uma reação de oxirredução na qual

- A o ferro metálico perde elétrons e, portanto, é o agente oxidante.
B o ferro metálico perde elétrons e, portanto, é o agente redutor.
C o ferro metálico ganha elétrons e, portanto, é o agente oxidante.
D o íon de cobre(II) ganha elétrons e, portanto, é o agente redutor.
E o íon de cobre(II) perde elétrons e, portanto, é o agente oxidante.

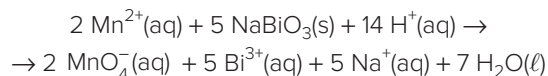
33 UFRRJ A determinação do teor de cloro ativo em alvejantes que contêm hipoclorito, como é o caso da água sanitária, pode ser feita através de titulação redox. Neste caso, utiliza-se uma solução padronizada de iodo (I₂) como titulante. A padronização de soluções de I₂ normalmente é feita com ácido arsenioso (H₃AsO₃) através da seguinte reação:



É correto dizer que:

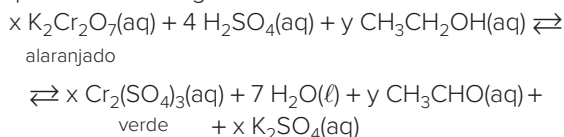
- A o I₂ é o agente redutor da reação.
B o número de oxidação do As no H₃AsO₃ é +5.
C o H₃AsO₃ é o agente redutor da reação.
D o balanceamento da equação não está correto.
E o I₂ sofre oxidação.

34 Unioeste 2018 Com base na reação abaixo, determine: a espécie oxidada e reduzida e o agente oxidante e redutor, respectivamente.



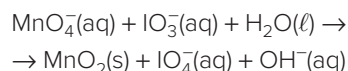
- A Na, Mn, NaBiO₃, Mn²⁺
B Mn, Bi, NaBiO₃, Mn²⁺
C H, Bi, NaBiO₃, H⁺
D Bi, Mn, NaBiO₃, Mn²⁺
E Mn, Na, Mn²⁺, NaBiO₃

35 Unesp Uma das maneiras de verificar se um motorista está ou não embriagado é utilizar os chamados bafômetros portáteis. A equação envolvida na determinação de etanol no hálito do motorista está representada a seguir.



- a) Considerando os reagentes, escreva a fórmula química e o nome do agente redutor.
b) Calcule a variação do número de oxidação do cromo e forneça os valores para os coeficientes x e y na equação apresentada.

36 UFBA Na questão a seguir, escreva nos parênteses a soma dos itens corretos.



Após o balanceamento, com os menores coeficientes inteiros, da equação química anterior, pode-se afirmar que:

- 01 dois moles de MnO_4^- reagem com três moles de IO_3^- .
02 o número de oxidação do iodo, no íon periodato, é +5.
04 a água atua como agente redutor.
08 o elemento químico manganês é oxidado.
16 o íon permanganato atua como agente oxidante.
32 a reação envolve transferência de elétrons.

Soma:

37 UFBA Na questão a seguir, escreva a soma dos itens corretos.

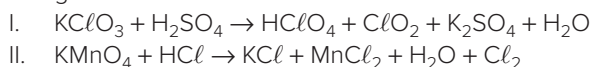
Se 1,27 g de cobre metálico reage com 0,32 g de oxigênio molecular, pode-se afirmar que, nessa reação:

Dados: Cu = 63,5 u; O = 16,0 u.

- 01 dois moles de cobre reagiram com um mol de oxigênio, O_2 .
02 o número de oxidação do cobre, no produto formado, é +2.
04 $2 \text{Cu}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CuO}(\text{s})$ é a equação balanceada da reação, com os menores coeficientes inteiros.
08 o oxigênio tanto é reagente quanto produto.
16 formam-se 1,59 g de óxido de cobre (II).
32 o cobre atua como agente redutor.

Soma:

38 IME São dadas as equações químicas, não ajustadas, a seguir.

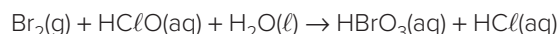


Para cada uma dessas equações, determine:

- a) os seus coeficientes, considerando os menores números inteiros possíveis;
b) o agente redutor;
c) o agente oxidante.

39 ITA Borbulhando dióxido de enxofre (SO_2) através de uma solução de bicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) acidulada com ácido sulfúrico, a solução adquire uma cor violácea devido à formação de sulfato de cromo (III) ($\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$). Escreva a equação química balanceada para a reação de oxirredução envolvida, deixando claro o método e/ou princípios para fazer o balanceamento da equação química.

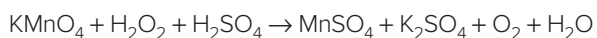
40 Cefet-MG A obtenção do ácido clorídrico é representada pela equação não balanceada:



Considerando essa equação, é incorreto afirmar que:

- A o cloro sofre uma redução.
B o gás bromo atua como agente redutor.
C a variação do número de oxidação do bromo é igual a 5.
D a soma dos coeficientes mínimos e inteiros da equação é 12.

41 Mackenzie Da equação abaixo, afirma-se que:



- I. após o balanceamento, o coeficiente mínimo inteiro da água é igual a 8.
II. o peróxido de hidrogênio atua como oxidante.
III. no MnSO_4 , o número de oxidação do manganês é igual a +1.
IV. o permanganato de potássio é o agente oxidante.

Das afirmações feitas, são corretas apenas:

- A I e IV.
B II e III.
C I e III.
D III e IV.
E I e II.

42 Fuvest O titânio pode ser encontrado no mineral ilmenita, FeTiO_3 . O metal ferro e o óxido de titânio (IV) sólido podem ser obtidos desse mineral, a partir de sua reação com monóxido de carbono. Tal reação forma, além dos produtos indicados, um composto gasoso.

- a) Escreva a equação química balanceada da reação da ilmenita com monóxido de carbono, formando os três produtos citados.
b) Um outro método de processamento do mineral consiste em fazer a ilmenita reagir com cloro e carvão, simultaneamente, produzindo cloreto de titânio (IV), cloreto de ferro (III) e monóxido de carbono. Considere que, na ilmenita, o estado de oxidação do ferro é +2. Preencha a tabela, indicando, para a reação descrita neste item, todos os elementos que sofrem oxidação ou redução e também a correspondente variação do número de oxidação.

	Elementos	Variação do número
sofre oxidação		
sofre redução		

- c) Que massa de ferro pode ser obtida, no máximo, a partir de $1,0 \cdot 10^3$ mols de ilmenita? Mostre os cálculos.

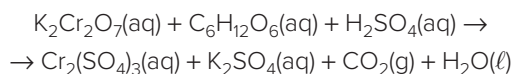
Dados: massas molares (g/mol)

O 16

Ti 48

Fe 56

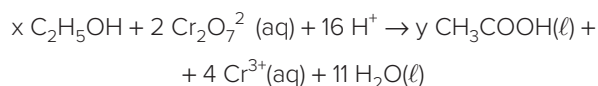
- 43 FGV** As reações químicas de oxirredução são importantes no nosso cotidiano; muitas delas fazem parte das funções vitais dos organismos de plantas e animais, como a fotossíntese e a respiração. O cromo trivalente é reconhecido atualmente como um elemento essencial no metabolismo de carboidratos e lipídeos, sendo que sua função está relacionada ao mecanismo de ação da insulina. Ao contrário do íon trivalente, no estado de oxidação VI, o cromo é classificado como composto mutagênico e carcinogênico em animais. A equação química, não balanceada, apresenta a redução do cromo(VI) pela glicose, em meio ácido:



A soma dos coeficientes estequiométricos dos reagentes dessa equação química balanceada é igual a:

- A 17 C 21 E 25
B 19 D 23

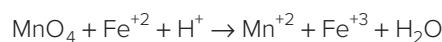
- 44 Vunesp** A reação de etanol com o íon dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) é a base do teste do bafômetro. O íon dicromato alaranjado, em presença de etanol, transforma-se no íon Cr^{3+} , que é verde. Forma-se também ácido acético no processo. A equação química da reação que ocorre, parcialmente balanceada, é:



- a) Quais os valores de x e y na equação? Indique os agentes oxidante e redutor.
b) Se 0,3 mol de etanol for consumido, calcule quantos mols de íons Cr^{3+} se formam no processo.

- 45 Cesgranrio** Após o balanceamento da equação $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{+2} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{+2} + \text{Fe}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$, os coeficientes do Fe^{+2} e do Fe^{+3} serão, respectivamente:
- A 1 e 1. C 3 e 2. E 5 e 5.
B 2 e 3. D 3 e 3.

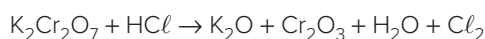
- 46 Cesgranrio** Nas análises volumétricas realizadas nos laboratórios, costuma se empregar permanganato de potássio para reagir com sulfato ferroso, em meio ácido, segundo a equação iônica a seguir:



Entre as opções que se seguem a respeito do que ocorre nessa análise, é incorreto afirmar que:

- A MnO_4 reage com Fe^{+2} na relação molar de 2:1.
B Fe^{+2} é a espécie redutora do sistema.
C o permanganato de potássio é o agente oxidante.
D o equivalente-grama do KMnO_4 é o seu mol dividido por 5.
E o equivalente-grama do FeSO_4 é o seu mol dividido por 1.

- 47 Mackenzie** A soma dos menores coeficientes inteiros do balanceamento da equação a seguir, pelo método redox, é:



- A 15 C 5 E 10
B 6 D 12

Textos complementares

Vitamina C

Introdução

A vitamina C, ou simplesmente, ácido ascórbico (AA), é vitamina hidrossolúvel e termolábil. Os seres humanos e outros primatas são os únicos mamíferos incapazes de sintetizar o AA. Neles, a deficiência, geneticamente determinada, da gulonolactona oxidase impede a síntese do ácido L ascórbico a partir da glicose.

A dose recomendada para manutenção de nível de saturação da vitamina C no organismo é de cerca de 100 mg por dia. Em situações diversas, tais como infecções, gravidez e amamentação, e em tabagistas, doses ainda mais elevadas são necessárias. A vitamina C encontra-se na natureza sob duas formas: reduzida ou oxidada (ácido deidroascórbico); ambas são igualmente ativas, porém a forma oxidada está muito menos difundida nas substâncias naturais. A transformação do AA em ácido deidroascórbico ocorre normalmente no interior do organismo e é reversível, permitindo que uma de suas substâncias possa sempre ser transformada na outra. Essa capacidade de transformação funciona como um sistema oxidorredutor capaz de transportar hidrogênio nos processos de respiração, no nível celular. O ácido ascórbico participa dos processos celulares de oxirredução, como também é importante na biossíntese das catecolaminas. Previne o escorbuto, é importante na defesa do organismo contra infecções e fundamental na integridade das paredes dos vasos sanguíneos. É essencial para a formação das fibras colágenas existentes em praticamente todos os tecidos do corpo humano (derme, cartilagem e ossos).

Histórico

Relatos encontrados em papiros antigos demonstram que desde 1515 a.C. os egípcios tinham conhecimento do escorbuto. Gregos e romanos tiveram suas forças militares dizimadas pela doença. No final da Idade Média, o escorbuto tornou-se epidêmico no norte e centro da Europa. Entretanto, foi no século 18, com as grandes e longas viagens marítimas, responsáveis pelo aumento significativo dessa afecção, que a importância da vitamina C ficou evidente. Os marinheiros que permaneciam a bordo por longos períodos, sem renovar seus suprimentos alimentares, morriam de escorbuto.

Desencadeada pela deficiência de vitamina C no organismo, essa doença caracteriza-se por manifestações hemorrágicas (petéquias, equimoses, sangramento das gengivas), edema nas articulações, fadiga, lassidão, tonteiras, anorexia, alterações cutâneas, infecções e morte.

James Lind, médico escocês da Marinha Britânica, foi o primeiro a correlacionar a alta morbidade e mortalidade dos marinheiros ingleses com a deficiência da vitamina C. Em 1747, documentou a ingestão de sucos cítricos no tratamento do escorbuto, realizando o primeiro estudo controlado de que se tem notícia na Medicina. Comparou grupos de tratamento e comprovou que o grupo que recebeu duas laranjas e um limão por dia melhorou drasticamente da doença em uma semana. Os resultados de sua experiência foram publicados em 1753. Em 1795, tornou-se obrigatória, na Marinha Britânica, a ingestão diária de sumos de frutas cítricas.

Em 1911, o bioquímico polonês Casimir Funk utilizou pela primeira vez o termo vitamina para se referir a certas substâncias alimentares imprescindíveis à saúde. Funk foi o descobridor da niacinamida, o fator antiberibéri, e criou a expressão vital amin (amina vital), que deu origem à palavra vitamina. Em 1919, Drummond propôs chamar o fator antiescorbúico de “C”.

Em 1928, o cientista húngaro Albert von Szent-Gyorgyi (1893-1986) descobriu e isolou o fator antiescorbuto em vários alimentos, denominando-o vitamina C. Pouco depois, Waugh e King identificaram o mesmo agente antiescorbúico de Szent no sumo do limão. Hirst e Haworth, em 1933, anunciaram a estrutura da vitamina C e sugeriram, em conjunto com Szent-Gyorgyi, a mudança do nome para ácido ascórbico, por inferência a suas propriedades antiescorbúicas. No mesmo ano de 1933, Reichstein e colaboradores publicam as sínteses do ácido D-ascórbico e do ácido L-ascórbico, que ainda hoje formam a base da produção industrial da vitamina C. Conseguiram comprovar que o ácido L-ascórbico sintetizado possui a mesma atividade biológica da substância natural. Em 1937, Haworth (Química) e Szent-Gyorgyi (Medicina) são agraciados com o Prêmio Nobel por seus trabalhos com a vitamina C.

Foram, entretanto, as pesquisas do químico americano Linus Pauling (1901-1994), também ganhador do Prêmio Nobel, que popularizaram a vitamina C. Pauling recomendava megadoses da vitamina para o combate de resfriados, gripes e outras viroses, bem como na prevenção do câncer e outras doenças degenerativas.

Mecanismos de ação

O ácido L-ascórbico é vital para o funcionamento das células, e isso é particularmente evidente no tecido conjuntivo, durante a formação do colágeno. Na pele, colágenos tipos I e III contribuem com 85 a 90% e 8 a 11% do colágeno total sintetizado, respectivamente. O AA é cofator para duas enzimas essenciais na biossíntese do colágeno. A lisil e a prolil hidroxilases catalisam a hidroxilação dos resíduos prolil e lisil nos polipeptídeos colágenos, e essas modificações pós-translacionais permitem a formação e estabilização do colágeno de tripla hélice, e sua subsequente secreção no espaço extracelular como procolágeno. O procolágeno é então transformado em tropocolágeno, e finalmente fibras colágenas são formadas por um rearranjo espacial espontâneo das moléculas tropocolágenas. Consequentemente, a hidroxilação é uma fase crítica na biossíntese de colágeno, uma vez que regula a formação da tripla hélice, da excreção do procolágeno e do *cross-linking* do tropocolágeno. A lisil e a prolil hidroxilase são enzimas férricas. A vitamina C, como cofator, previne a oxidação do ferro e, portanto, protege as enzimas contra a autoinativação. Dessa forma, promove a síntese de uma trama colágena madura e normal por meio da perfeita manutenção da atividade das enzimas lisil e prolil hidroxilases. Além de atuar como importante cofator para as enzimas já citadas, tem sido demonstrado que a vitamina C regula também a síntese de colágeno tipos I e III, pelos fibroblastos dérmicos humanos. Trabalho recente demonstrou que, embora a capacidade proliferativa e a síntese de colágeno sejam idade-dependentes, o ácido ascórbico é capaz de estimular a proliferação celular, bem como a síntese de colágeno pelos fibroblastos dérmicos, independente da idade do paciente. O AA foi capaz de vencer a capacidade proliferativa reduzida dos fibroblastos dérmicos de indivíduos idosos (78-93 anos), assim como aumentar a síntese de colágeno em níveis similares aos de células de recém-natos (três a oito dias de vida). Esses resultados sugerem que os níveis basais reduzidos da síntese de colágeno em “células velhas” não são devidos a níveis reduzidos de RNA-m dos colágenos I e III, mas sim a eventos reguladores pós-translacionais. Sendo assim, uma vez que o AA é capaz de superar a proliferação diminuída dos fibroblastos dérmicos na pele envelhecida e, ao mesmo tempo, induzir a síntese de colágeno tipos I e III, ele deve se mostrar vantajoso e benéfico no processo de cicatrização.

A matriz extracelular dérmica é responsável pela capacidade elástica e de resistência da pele. Sua alteração, particularmente no curso do envelhecimento, repercutirá na perda das propriedades mecânicas cutâneas e no desenvolvimento das rugas. As modificações quantitativas desses dois tipos de colágeno (I e III) durante o envelhecimento foram descritas tanto *in vitro* como *in vivo*, relacionadas à intensidade de irradiação UV.

Foi demonstrado que a produção dos colágenos I e III é estimulada pelo AA, porém mais intensamente no caso do colágeno tipo I. A exposição solar é um acelerador do envelhecimento celular dérmico, sobretudo em sua capacidade de sintetizar os constituintes da matriz celular, mesmo em resposta ao estímulo pelo AA. Os fibroblastos da região pré-auricular (fotoexposta) tiveram sua capacidade de resposta ao AA menor do que a dos fibroblastos da região mamária (não fotoexposta). Ficou demonstrado que, mesmo na camada dérmica, fatores ambientais, como fotoexposição, podem afetar a resposta dos fibroblastos e acelerar o envelhecimento celular. A partir dessas considerações, sugere-se que a diminuição da resposta ao AA possa ser utilizada para quantificar o envelhecimento celular na derme humana, evidenciando a eficácia do tratamento com AA no envelhecimento cutâneo.

O mecanismo pelo qual o AA atua na síntese de colágeno é complexo e ainda não totalmente esclarecido. Recentemente, ficou demonstrado que a vitamina C tópica aumenta o nível de RNA-m dos colágenos I e III, suas enzimas de conversão e o inibidor tissular das metaloproteínases matriciais do tipo 1, na derme humana.

As proteínas da matriz do tecido conjuntivo são degradadas por várias proteases, principalmente as metaloproteínases, dentre as quais se destacam as collagenases intersticiais, que mediam o passo inicial da degradação do colágeno.

O papel do AA no metabolismo do tecido conjuntivo tem sido reconhecido há muito tempo, mas, sobretudo a partir do século 16, quando o escorbuto começou a ser prevenido com sumo de frutas cítricas, isso ficou mais evidente. Depois, o AA foi tido como cofator essencial na hidroxilação da prolina e da lisina, aminoácidos necessários para estrutura e função do colágeno. Estudos conduzidos com cultura de fibroblastos de pele humana demonstraram que o AA estimularia a síntese de colágeno preferencialmente sem afetar a síntese de proteínas não colágenas. Esse efeito não estaria relacionado à propriedade de cofator, do AA, nas reações de hidroxilação pós-transacionais envolvendo a síntese de colágeno, mas sim mediante transcrição genética. A mensuração dessa atividade revelou aumento das cadeias pró-alfa 1(I) e pró-alfa 2(II) de quatro vezes e da pró-alfa1(III) de três vezes, na presença de AA sem aumento na atividade transcritora de genes não colágenos.

O AA estimula a síntese de colágeno especificamente, aumentando os níveis de RNA-m para três diferentes cadeias pró-alfa, codificadas por genes que estão localizados em três cromossomas distintos. A pró-alfa 1, no cromossoma 17, a pró-alfa no cromossoma 7 e a pró-alfa 3 no cromossoma 2. Possivelmente, o AA atua diretamente, estimulando a transcrição individual dos genes ou, de alguma maneira, a estabilidade do RNA-m individual.

Diagnóstico

À medida que a pele envelhece, a derme torna-se fina, e seu conteúdo de colágeno diminui. Essas alterações são aceleradas pela exposição aos raios UV, de forma crônica. A radiação UV gera a formação de radicais livres. Por sua ação na biossíntese de colágeno e por seu efeito redutor de radicais livres, a possibilidade de liberar doses farmacológicas de ácido L ascórbico via percutânea apresenta-se como uma interessante e importante terapêutica.

Um estudo realizado em cobaio com escorbuto revelou que, durante a deficiência de ácido ascórbico, a pele é o órgão que mais sofre com essa privação, talvez como defesa do organismo, no intuito de poupar órgãos mais nobres.

Os primeiros relatos do uso tópico da vitamina C, a princípio em cobaio, são de cerca de 30 anos atrás. Imai e colaboradores (1967) utilizaram creme de fosfato de ácido ascórbico a 3% nesses animais e observaram sua absorção através da epiderme até a camada basal. Comparando as duas vias de administração, oral e percutânea, ambas de 1g/dia, observou-se melhor resultado em relação ao clareamento da pele com o uso tópico da medicação. Além dessa observação, os autores perceberam que os níveis da vitamina nos locais de aplicação tópica, em comparação com os relativos à vitamina utilizada por via oral, foram mais elevados.

Em relação aos efeitos dos derivados do AA na melanogênese, experimentos com a aplicação tópica de uma pomada contendo fosfato de ácido ascórbico comprovaram que o composto exerce efeito supressor da pigmentação por meio da supressão da ação da tirosinase pelo ácido ascórbico. Embora os estudos tenham prosseguido em relação à utilização da vitamina C tópica, a viabilidade de um produto de uso local, durante muitos anos, foi sempre difícil. O AA é solúvel em água, porém é rapidamente oxidado quando exposto ao ar e não é suficientemente estável para ser aplicado de forma tópica. Por outro lado, sua utilização tópica deve contemplar sua atuação no tecido conjuntivo, devendo, para tanto, penetrar através do extrato córneo e estar disponível para os fibroblastos dérmicos.

Devido à dificuldade de estabilização do AA, vários derivados mais estáveis foram elaborados. Entretanto, embora a estabilidade tenha sido conseguida em muitos deles, o resultado de melhora da pele não era alcançado. Isso se deve ao fato de haver inúmeras variáveis, tais como pH, peso molecular, veículo, percentagem do derivado ascórbico viável na derme, para citar apenas algumas, o que dificulta o desenvolvimento de um produto para aplicação tópica de AA. Não há derivados do AA que demonstrem atividade maior do que o próprio, e os ésteres possuem atividade de vitamina C tanto menor quanto maior for o número de radicais substituídos. O ascorbil 6-palmitato, por exemplo, embora penetre a pele, é ineficiente em sua conversão para o ácido L-ascórbico, a forma ativa da vitamina C. Por sua vez, o ascorbil fosfato de magnésio não é capaz de atravessar o estrato córneo. Embora sejam derivados efetivos da vitamina C para uso oral, não substituem o ácido L-ascórbico nas formulações tópicas.

Estudos da absorção percutânea do ácido L-ascórbico tópico em porcos revelaram a importância do pH na formulação tópica do ácido. Os níveis teciduais do AA só aumentaram com a utilização de formulações com níveis de pH iguais a 3,5 ou menores do que isso.

Vitamina C em percentagens de 5 a 30% também foi testada, e os níveis teciduais foram aumentando proporcionalmente à concentração da vitamina. A concentração de 20% foi a responsável pelo nível máximo de vitamina no tecido. Por razões desconhecidas, concentrações acima desse valor resultaram em diminuição dos níveis teciduais do AA.

Outro achado interessante refere-se ao grau de saturação da vitamina na pele. A aplicação diária de ácido L-ascórbico a 15% formulado em pH 3,2, após três dias, atingiu nível 20 vezes maior de saturação no tecido do que o controle. Após a saturação do reservatório da pele, o ácido L ascórbico manteve-se estável e presente no tecido com meia-vida de aproximadamente quatro dias. Como antioxidantes tópicos já demonstraram exercer função de fotoproteção e o próprio ácido L-ascórbico é capaz de diminuir o eritema desencadeado pela irradiação UVB, um reservatório persistente de antioxidantes seria uma estratégia interessante e atrativa de fotoproteção em comparação com os filtros solares que necessitam ser aplicados diariamente.

Os radicais livres gerados a partir da irradiação solar, do fumo, poluição etc. causam oxidação dos ácidos nucleicos, proteínas e lipídios, alterando o DNA, bem como sua reparação, disparando a cascata das citocinas e resultando em fotoenvelhecimento e fotocarcinogênese.

O organismo humano protege-se naturalmente utilizando antioxidantes para neutralizar os efeitos nocivos dos radicais livres. A vitamina C é o antioxidante mais abundante no organismo, especialmente na pele. É conhecida a importância do ácido L-ascórbico tópico como eficiente neutralizador dos radicais livres.

Conclusões

Em adição a seus efeitos antioxidantes, o AA é importante na cicatrização das feridas, essencial na síntese de colágeno, atuando como cofator para as enzimas lisil e propil hidroxilases, e estimulando a transcrição dos genes do colágeno. Tem sido utilizado também como clareador cutâneo, inibindo a tirosinase. Provê suplemento seguro e efetivo de armazenamento nos tecidos, melhorando a fotoproteção e aumentando as defesas antioxidantes.

Com tantas qualidades e benefícios, sem dúvida alguma, a vitamina C merece continuar a ser investigada em todas as suas implicações, sobretudo em sua forma tópica, no nível cutâneo, criando linhas de pesquisa nas áreas de fotoenvelhecimento e fotocarcinogênese.

Mônica Monela Azulay et. al. "Vitamina C". *Anais brasileiros de dermatologia*. Rio de Janeiro v.78, n. 3, p. 265-74, 2003.

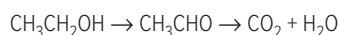
Hálito culpado: O princípio químico do bafômetro

A ingestão de álcool e suas consequências

Quando uma pessoa ingere bebidas alcoólicas, o álcool passa rapidamente para a corrente sanguínea, pela qual é levado para todas as partes do corpo. Esse processo de passagem do álcool do estômago/intestino para o sangue leva aproximadamente 20 a 30 minutos, dependendo de uma série de fatores, como peso corporal, capacidade de absorção do sistema digestivo e gradação alcoólica da bebida. A consequência é a intoxicação, que varia de uma leve euforia (a pessoa fica alegre) até estados mais adiantados de estupor alcoólico. Como resultado, a capacidade da pessoa para conduzir veículos é altamente comprometida, tendo em vista que a intoxicação afeta a coordenação motora e a rapidez dos reflexos. De acordo com a legislação brasileira em vigor, uma pessoa está incapacitada para dirigir com segurança se tiver uma concentração de álcool no sangue superior a 0,2 g/L. O que significa isso? Um homem de porte médio tem um volume sanguíneo de aproximadamente cinco litros. Então, esse teor de 0,2 g/L de sangue corresponde a cerca de 1,25 mL de álcool puro como limite máximo permitido. Isso corresponde a um copo pequeno de cerveja ou a uma terça parte de uma dose de uísque, considerando a primeira como tendo um teor alcoólico de 32 g/L e o último 320 g/L. No entanto, pode-se beber um pouco mais do que isso e ainda estar dentro do limite legal, tendo em vista que vários mecanismos no sangue encarregam-se de eliminar do organismo a substância tóxica. Entre os principais sistemas de que o organismo dispõe para purificar o sangue, estão:

- (1) A eliminação, nos pulmões, pelo ar alveolar.
- (2) A eliminação pelo sistema urinário.
- (3) A metabolização de etanol, principalmente no fígado.

Os dois primeiros processos respondem por aproximadamente dez por cento do descarte do álcool do corpo humano. O último, por aproximadamente 90 por cento. A metabolização consiste na oxidação – relativamente lenta, por etapas sucessivas e catalisadas por enzimas específicas – do etanol, de acordo com a seguinte sequência:



Devido a esses (e talvez outros) processos, estudos têm mostrado que uma pessoa de porte médio pode ingerir, num período de aproximadamente duas horas, 225 mL (pouco mais que meia latinha) de cerveja ou menos de um terço de uma dose de uísque para chegar a um teor de 0,15 g/L (ligeiramente abaixo do limite legal brasileiro).

No que se refere ao tema deste artigo, o primeiro processo tem fundamental importância. Como o sangue circulante passa pelos pulmões, onde ocorre troca de gases, parte do álcool passa para os pulmões. Dessa forma, o ar exalado por uma pessoa que tenha ingerido bebida alcoólica terá uma concentração de álcool proporcional à concentração do mesmo na corrente sanguínea (hálito ou “bafo” de bêbado).

Embora a existência de álcool no sangue possa ser detectada por uma análise direta dele, é muito mais conveniente detectá-lo no ar expirado. Os instrumentos usados para esta finalidade são popularmente chamados de “bafômetros”, e seu funcionamento baseia-se em reações de oxidação e redução.

A química dos bafômetros

Os bafômetros mais simples são descartáveis e consistem em pequenos tubos contendo uma mistura sólida de solução aquosa de dicromato de potássio e sílica, umedecida com ácido sulfúrico. A detecção da embriaguez por esse instrumento é visual, pois a reação que ocorre é a oxidação de álcool a aldeído e a redução do dicromato a cromo (III), ou mesmo a cromo (II). A coloração inicial é amarelo-alaranjada, devido ao dicromato, e a final é verde-azulada, visto ser o cromo (III) verde e o cromo (II) azul. Estes bafômetros portáteis são preparados e calibrados apenas para indicar se a pessoa está abaixo ou acima do limite legal. As equações que representam a reação química do bafômetro portátil estão no quadro “Funcionamento do bafômetro baseado no princípio da pilha de combustível”, ao final do texto.

A figura a seguir ilustra o funcionamento destes “bafômetros” descartáveis.



A foto A mostra o tubo após o teste de uma pessoa que não ingeriu álcool. A foto B mostra o tubo após o teste de uma pessoa intoxicada e, conseqüentemente, sem condições para conduzir um veículo. Os “bafômetros” descartáveis ilustrados pela foto são fabricados pela companhia americana WNCK, Inc., mas outras empresas fabricam dispositivos similares.

[]

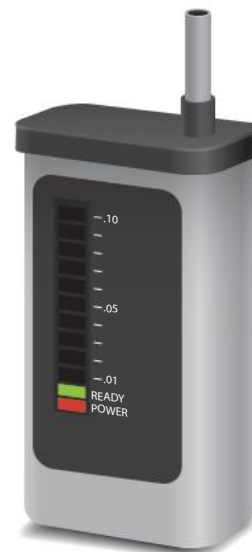
Os instrumentos normalmente usados pelas polícias rodoviárias, do Brasil e de outros países, são instrumentos bem mais sofisticados. Do ponto de vista de detecção/medição, existem basicamente dois tipos. Em ambos, os “suspeitos” sopram para dentro do aparelho através de um tubo (descartável) onde ocorre oxidação do etanol a etanal. No primeiro tipo, o sistema detector/medidor é eletroquímico, baseado no princípio da pilha de combustível (como as usadas nos ônibus espaciais da NASA para produzir energia elétrica a partir da reação entre os gases hidrogênio e oxigênio): o etanol é oxidado em meio ácido sobre um disco plástico poroso coberto com pó de platina (catalisador) e umedecido com ácido sulfúrico, sendo um eletrodo conectado a cada lado desse disco poroso. A corrente elétrica produzida, proporcional à concentração de álcool no ar expirado dos pulmões da pessoa testada, é lida numa escala que é proporcional ao teor de álcool no sangue. O funcionamento e a química desse detector de etanol pode ser visto no quadro ao final do texto.

O outro tipo de dispositivo de teste é o modelo Taguchi desenvolvido no Japão e que consiste em um sensor semiconductor, seletivo para etanol, constituído basicamente de óxido de estanho com várias impurezas (principalmente terras raras). O sensor é aquecido a aproximadamente 400 °C, condições nas quais o mesmo se torna “ativo”. Quando o etanol entra em contato com esse sensor, é imediatamente oxidado, ocorrendo por conseguinte uma mudança característica na resistência/condutância 1 do sensor. Esta é medida como voltagem, novamente proporcional à concentração de álcool no ar expirado, que, por sua vez, é proporcional à concentração de álcool no sangue.

Em alguns países existem “bafômetros públicos”, que operam pela inserção de uma moeda, normalmente localizados perto de telefones públicos.

Também é interessante ressaltar que, recentemente, foram desenvolvidos “bafômetros” acoplados ao sistema de ignição de veículos, especialmente desenvolvidos para caminhões e ônibus. O sistema obriga o motorista a soprar para dentro do instrumento, e caso exceda o limite legal, o veículo simplesmente não funciona. Uma interface computadorizada obriga o motorista a repetir o teste a intervalos irregulares. O instrumento foi desenvolvido pela companhia alemã Dräger International e chama-se Interlock.

É importante mencionar que embora os “bafômetros” portáteis mencionados acima sejam bastante confiáveis, os laboratórios de medicina legal usam métodos e aparelhos ainda mais sofisticados (e muito mais caros), principalmente baseados em espectroscopia no infravermelho (cada molécula, inclusive o etanol, tem seu espectro de infravermelho característico) e em cromatografia gasosa (em que as moléculas são separadas de acordo com a massa molecular, e assim detectadas).



Essa figura mostra um modelo do tipo de bafômetro usado pelas polícias rodoviárias do mundo inteiro.

Simulando um “bafômetro”

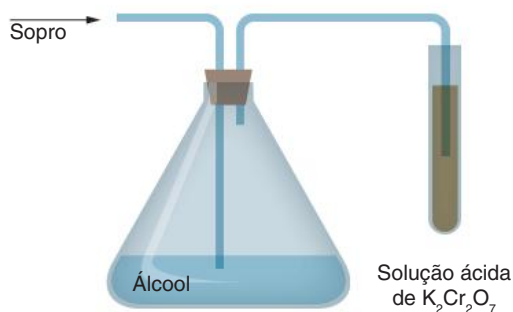
Até a década de 50, a oxidação do etanol pelo dicromato de potássio em meio ácido (ou mesmo permanganato de potássio em meio ácido) era o método padrão de análise para a determinação de álcool em ar expirado pelos pulmões (ou mesmo em plasma sanguíneo). É ainda usado nos “bafômetros” descartáveis mencionados neste artigo.

Para efeito de ensino de Química, é interessante simular o conjunto “ébrio-bafômetro” baseado na reação química, uma vez que ilustra vários aspectos de Química inorgânica, físico-química (oxirredução, por exemplo) e Química orgânica de interesse para alunos do ensino médio e superior. Para montar esse conjunto, são necessários um erlenmeyer com rolha de dois furos, um tubo de ensaio (ou vidrinho transparente, tipo para remédio), tubos de vidro, tubo látex, álcool comum (96 GL), solução de dicromato de potássio 0,1 mol/L misturado com igual volume de ácido sulfúrico a 20 mL/L (ou seja, dicromato de potássio 0,05 mol/L em meio fortemente ácido). O simulador “ébrio-bafômetro” segue o esquema apresentado na figura a seguir.

Soprando-se para dentro do álcool, o ar arrasta vapores de álcool que, borbulhando na solução ácida de dicromato de potássio, provoca uma mudança de coloração como segue (caso não observe mudança de cor, aumente a acidez da solução de dicromato):

alaranjado → marrom → verde → azul

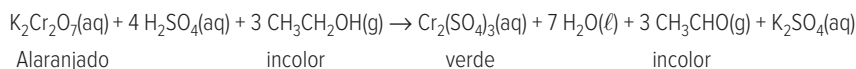
A equação química é a mesma apresentada para os “bafômetros” descartáveis mencionados, ilustrada a seguir, exceto que, quando aparece a cor azul, em vez de verde, é porque o cromo foi reduzido a cromo (II).



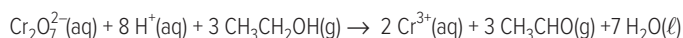
Funcionamento de bafômetro baseado no princípio da pilha de combustível

Equações da reação química do bafômetro portátil

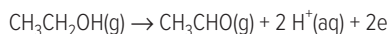
Equação completa:



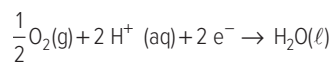
Equação na forma iônica:



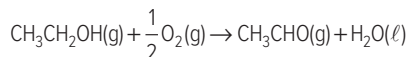
No eletrodo negativo (ânodo), ocorre a oxidação (catalisada pela platina), conforme a semirreação:



No eletrodo positivo (cátodo), ocorre a redução do oxigênio (contido no ar), conforme a semirreação:



A equação completa da pilha, será portanto:

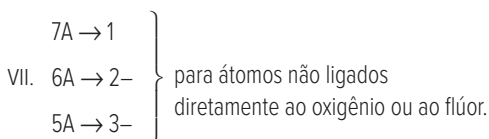
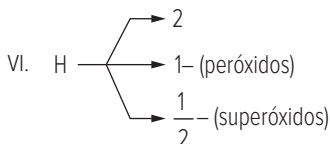
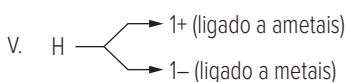


Quimicamente, isso representa uma combustão incompleta do etanol, daí o nome pilha de combustível.

Per Christian Braathen. In: *Química Nova na Escola*. nº 5, maio 1997.

Resumindo

- Número de oxidação: número de elétrons que um átomo, em um composto, perde ou ganha para ter estabilidade.
- Regras para cálculo do Nox:



VIII. O Nox dos átomos em uma substância simples vale zero.

IX. A soma dos Nox dos átomos em uma molécula vale zero.

X. A soma dos Nox em um íon é a carga do íon.

• Oxidação: perda de elétrons (aumento de Nox); Redução: ganho de elétrons (diminuição do Nox).

• O agente oxidante contém o elemento que se reduz e o agente redutor contém o elemento que se oxida.

• Oxirredução ou redox: quando há variação de Nox na reação.

• Balanceamento por oxirredução:

1º – Calcular os Nox de todos os elementos participantes nos reagentes e produtos.

2º – Verificar quem sofre oxidação e quem sofre redução.

3º – Calcular o Δ , onde $\Delta = (\text{Nox maior} - \text{Nox menor}) \cdot (\text{maior índice do elemento})$.

4º – Inverter os Δ 's (Δ da oxidação no elemento que sofre redução e vice-versa).

5º – Terminar o balanceamento por tentativas

Obs.: Os quatro primeiros procedimentos garantem o equilíbrio das cargas e o quinto garante o equilíbrio das massas.

Quer saber mais?



Sites

- Disponível em: <<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc22/a02.pdf>>.
- Disponível em: <<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc30/11-EEQ-4407.pdf>>.

Exercícios complementares

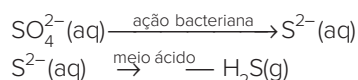
1 Uerj 2018 Em estações de tratamento de água, é feita a adição de compostos de flúor para prevenir a formação de cáries. Dentre os compostos mais utilizados, destaca-se o ácido fluossilícico, cuja fórmula molecular corresponde a H_2SiF_6 . O número de oxidação do silício nessa molécula é igual

- A +1
- B +2
- C +4
- D +6

2 ITA 2014 Assinale a opção que contém o número de oxidação do crômio no composto $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$.

- A Zero.
- B +1.
- C +2.
- D +3.
- E +4.

3 Unesp 2018 O ciclo do enxofre é fundamental para os solos dos manguezais. Na fase anaeróbica, bactérias reduzem o sulfato para produzir o gás sulfeto de hidrogênio. Os processos que ocorrem são os seguintes:



(Gilda Schmidt. Manguezal de Cananeia, 1989. Adaptado.)

Na produção de sulfeto de hidrogênio por esses processos nos manguezais, o número de oxidação do elemento enxofre

- A diminui 8 unidades.
- B mantém-se o mesmo.
- C aumenta 4 unidades.
- D aumenta 8 unidades.
- E diminui 4 unidades.

4 UEL Em qual dos compostos a seguir o átomo de manganês apresenta estado de oxidação mais alto?

- A K_2MnO_4
- B KMnO_4
- C MnO_2
- D MnO
- E MnS

5 UEL Em qual das substâncias a seguir o átomo de oxigênio tem número de oxidação zero?

- A H_2O
- B O_2
- C H_2O_2
- D OF_2
- E XeO_2

6 UEL A berilonita tem fórmula $\text{NaBe}(\text{PO}_4)$, e a trífilita, $\text{LiFe}(\text{PO}_4)$. Nesses compostos, o número de oxidação do berílio e o do ferro são, respectivamente:

- A 1 e 1.
- B 1 e 2.
- C 2 e 1.
- D 2 e 2.
- E 3 e 3.

7 No processo da glicólise, o ácido pirúvico, em reação com o NADH_2 , origina o ácido láctico. A reação pode ser representada, esquematicamente, por:



Neste caso:

- A o carbono 1 diminuiu o valor de seu número de oxidação.
- B o carbono 2 diminuiu o valor de seu número de oxidação.
- C o carbono 3 aumentou o valor de seu número de oxidação.
- D o carbono 2 aumentou o valor de seu número de oxidação.
- E os carbonos 1, 2 e 3 não tiveram seus valores de número de oxidação alterados

8 UFPR 2017 Recentemente, foram realizados retratos genéticos e de habitat do mais antigo ancestral universal, conhecido como LUCA. Acredita-se que esse organismo unicelular teria surgido a 3,8 bilhões de anos e seria capaz de fixar CO_2 , convertendo esse composto inorgânico de carbono em compostos orgânicos. Para converter o composto inorgânico de carbono mencionado em metano (CH_4), a variação do Nox no carbono é de:

- A 1 unidade.
- B 2 unidades.
- C 4 unidades.
- D 6 unidades.
- E 8 unidades.

9 Uerj O nitrogênio atmosférico, para ser utilizado pelas plantas na síntese de substâncias orgânicas nitrogenadas, é inicialmente transformado em compostos inorgânicos, por ação de bactérias existentes no solo. No composto inorgânico oxigenado, principalmente absorvido pelas raízes das plantas, o número de oxidação do nitrogênio corresponde a:

- A 0
- B +1
- C +2
- D +5

10 Vunesp No mineral perovskita, de fórmula mínima CaTiO_3 , o número de oxidação do titânio é:

- A +4
- B +2
- C +1
- D -1
- E 2

11 UFPA O mais provável e comum número de oxidação para um átomo com 35 prótons, quando este átomo se combina ionicamente, é:

- A 3
- B -1
- C +1
- D +3
- E +5

12 Osec Nas espécies químicas BrO_3 , Cl_2O_5 e HI , os halogênios têm números de oxidação, respectivamente, iguais a:

- A -5, +5 e -1. D zero, zero e +1.
 B -5, -5 e -1. E +5, +5 e -1.
 C -1, -5 e +1.

13 Vunesp Nas substâncias CaCO_3 , CaC_2 , CO_2 , $\text{C}_{(\text{grafite})}$ e CH_4 , os números de oxidação do carbono são, respectivamente:

- A -4; +1; +4; 0; +4.
 B +4; -1; +4; 0; -4.
 C -4; -2; 0; +4; +4.
 D +2; -2; +4; 0; -4.
 E +4; +4; +4; +4; +4.

14 UFU Os números de oxidação do carbono e do ferro, no composto $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, são, respectivamente:

- A +4 e +3. D -1 e +2.
 B +2 e +3. E +3 e +2.
 C 2 e +3.

15 Cesgranrio São dadas as fórmulas dos íons:

- I. HVO_4^{2-}
 II. $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$
 III. $\text{Sn}(\text{OH})_6^{2-}$
 IV. HO_2^-

Assinale a alternativa que indica, na ordem citada, os números de oxidação dos elementos contidos nas fórmulas acima: V de I; P de II; Sn de III e O de IV.

	V(I)	P(II)	Sn(III)	O(IV)
A	-2	+10	-2	-2
B	-3	+5	-6	+1
C	-5	+10	+6	-1
D	+5	+5	+4	-2
E	+5	+5	+4	-1

16 Cesgranrio Dado o grupo de compostos clorados apresentados a seguir, os números de oxidação do cloro são, respectivamente:

- Dados: KClO_4 ; $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$; NaClO ; AlCl_3 ; Cl_2 .
 A +7; +6; +2; +1; 0. D +5; +3; +1; -3; 0.
 B +7; +5; +1; -1; 0.
 C +7; +5; 1; 1; 1. E +3; 3; +1; 1; 0.

17 Uece A água é o principal componente do sangue. Não é à toa que profissionais de saúde aconselham que se beba 8 copos de água por dia. Assim, quanto mais água ingerida, mais líquido vermelho corre nas veias. Isso aumenta o transporte de nutrientes por todo o corpo, inclusive para o cérebro, que tem suas funções otimizadas. Isso se dá não só porque o cérebro recebe mais nutrientes por meio do sangue,

mas também porque certas reações químicas que acontecem nele, entre elas, a formação da memória, também dependem da presença da água para acontecer. A água atua como agente oxidante na seguinte equação:

- A $2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} + 2 \text{HCl}$.
 B $3 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{CO}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3 \text{O}_2$.
 C $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
 D $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$.

18 ITA O processo de decomposição de peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , resulta na formação de água e oxigênio. Em relação a esse processo, considere que sejam feitas as seguintes afirmações:

- I. todas as moléculas de H_2O_2 são reduzidas.
 II. todas as moléculas de H_2O_2 são oxidadas.
 III. a variação da energia livre de Gibbs é positiva.
 IV. metade das moléculas de H_2O_2 é reduzida e a outra metade é oxidada.

Qual das opções a seguir se refere à(s) afirmação(ões) correta(s)?

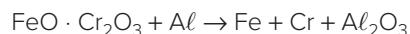
- A I. D IV.
 B II. E III e IV.
 C III.

19 Mackenzie A equação a seguir em que não ocorre reação de oxirredução é:

- A $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
 B $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$
 C $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
 D $2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2$
 E $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$

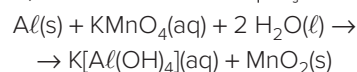
20 Mackenzie Na fabricação de certo aço especial, além de ferro e carbono, adiciona-se cromo, que pode ser obtido (junto com ferro) pelo processo da aluminotermia, a seguir equacionado, do qual é correto dizer que:

(Obs.: $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ = minério denominado cromita)



- A o Al é o agente oxidante.
 B o número de elétrons envolvidos na transformação de um mol de ferro e de um mol de cromo, do minério usado, é exatamente a mesma.
 C o ferro oxida-se, enquanto o cromo reduz-se.
 D o cromo e o ferro reduzem-se, enquanto o alumínio oxida-se.
 E a soma dos menores coeficientes inteiros do balançamento é um valor menor que 20.

21 Famema 2017 Soluções aquosas de permanganato de potássio não devem ser colocadas em contato com recipientes de alumínio, pois reagem com esse metal, corroendo-o, de acordo com a equação:

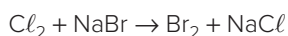


- a) Indique qual reagente atua como oxidante e qual reagente atua como redutor. Justifique sua resposta com base na variação dos números de oxidação
- b) Calcule a massa de alumínio que sofre corrosão quando uma solução contendo 10,0 g de permanganato de potássio reage completamente com esse metal.

22 Mackenzie A equação correta da reação em que o zinco metálico cede dois elétrons para o cátion bivalente de cobre, produzindo íon zinco e cobre metálico é:

- A $Zn^{2-} + Cu \rightarrow Zn + Cu^{2+}$
 B $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$
 C $Zn + Cu^{+} \rightarrow Zn^{+} + Cu$
 D $Zn^{2+} + Cu \rightarrow Zn + Cu^{2+}$
 E $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

23 Mackenzie Da equação não balanceada mostrada a seguir, podemos afirmar que:



- A o Cl_2 sofre redução.
 B o sódio sofre oxidação.
 C não houve variação do número de oxidação do bromo.
 D o sódio sofre redução.
 E o Cl_2 é o agente redutor.

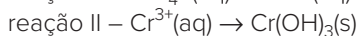
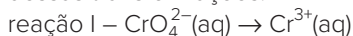
24 PUC-Campinas Considere as equações químicas:



II. $MnO_2 + 4 H^{+} + 2 Cl^{-} \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + 2 H_2O$
 representativas de reações que permitem obter estanho e cloro na forma de substâncias simples. Nessas transformações, atuam como agentes redutores das reações I e II, respectivamente:

- A SnO_2 e H^{+}
 B C e Cl^{-}
 C SnO_2 e MnO_2
 D C e H^{+}
 E SnO_2 e Cl^{-}

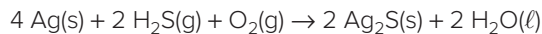
25 PUC-Campinas Para evitar a poluição dos rios por cromatos, há indústrias que transformam esses ânions em cátions Cr^{3+} (reação I). Posteriormente, tratados com cal ou hidróxido de sódio (reação II), são separados na forma do hidróxido insolúvel. As representações dessas transformações:



indicam tratar-se, respectivamente, de reações de:

- A oxidação e redução.
 B redução e solvatação.
 C precipitação e oxidação.
 D redução e precipitação.
 E oxidação e dissociação.

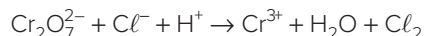
26 UEG 2017 O escurecimento de talheres de prata pode ocorrer devido à presença de derivados de enxofre encontrados nos alimentos. A equação química de oxidação e redução que representa esse processo está descrita a seguir.



Nesse processo, o agente redutor é

- A sulfeto de hidrogênio
 B oxigênio gasoso
 C sulfeto de prata
 D prata metálica
 E água

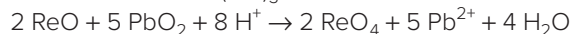
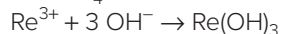
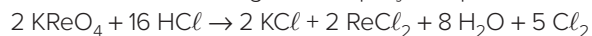
27 UEM 2015 O cromo é um metal pesado que apresenta dois estados de oxidação bastante comuns, Cr^{3+} e Cr^{6+} . O cromo trivalente é natural no meio ambiente e considerado um nutriente essencial à manutenção da saúde humana; entretanto, o cromo hexavalente é produzido por processos industriais e reconhecido como um potente carcinogênico. Para as indústrias que produzem o cromo hexavalente como resíduo, espera-se que, ao final de seus processos, haja uma forma de transformar esse poluente na sua forma menos tóxica. Um exemplo é a reação química (não balanceada) mostrada adiante. Sobre essas informações, assinale o que for **correto**.



- 01 O íon cloreto (Cl^{-}) é o agente redutor da reação.
 02 O íon dicromato é um potente agente oxidante.
 04 O balanceamento correto da reação química apresentada fornece os produtos da reação com os coeficientes estequiométricos 2, 7 e 3, em seus menores números inteiros, respectivamente.
 08 Na oxidação do Cr^{6+} a Cr^{3+} há a perda de 3 elétrons.
 16 O pH inicial da reação é maior que o pH final.

Soma:

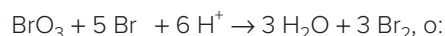
28 Uece São dadas as seguintes equações químicas:



O número de oxidação do rênio na espécie química redutora é igual a:

- A +7 B +2 C +3 D +4

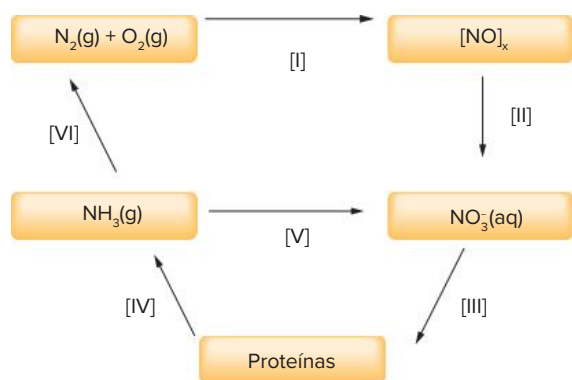
29 UEL Na reação representada pela equação:



- A BrO_3 sofre auto-oxirredução.
 B Br^{-} reduz H^{+} a H_2O .
 C H^{+} oxida Br^{-} a Br_2 .
 D BrO_3 reduz H^{+} a H_2O .
 E BrO_3^{-} oxida Br^{-} a Br_2 .

- 30 UEL** Considere as transformações:
- I. obtenção de salmoura a partir do sal de cozinha.
 - II. funcionamento da pilha comum.
 - III. combustão de hidrogênio
- Há oxirredução apenas em:
- A I. C III. E II e III.
 B II. D I e II.

- 31 Vunesp** O ciclo do nitrogênio, na natureza, pode ser representado pelo esquema:



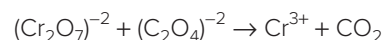
Neste ciclo, o nitrogênio sofre um processo de:

- A oxidação na etapa (V).
 B oxidação em todas as etapas.
 C redução na etapa (I).
 D redução na etapa (VI).
 E redução em todas as etapas.
- 32 PUC-Rio** O fenômeno da oxirredução ocorre em reações com transferência de elétrons. Sobre a reação do permanganato de potássio com peróxido de hidrogênio em meio ácido, representada pela equação não balanceada a seguir, uma espécie doa elétrons, e a outra recebe esses elétrons de maneira espontânea, o que pode ser verificado pela variação do número de oxidação
- $$\text{KMnO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{MnSO}_4(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$$
- Sobre essa reação, é correto afirmar que:
- A o manganês no permanganato de potássio tem Nox 5+.
 B permanganato de potássio é a substância oxidante.
 C ácido sulfúrico é o agente redutor.
 D o oxigênio no peróxido de hidrogênio tem Nox médio 1+.
 E peróxido de hidrogênio é a substância que sofre redução.
- 33 Mackenzie** Um estudante, após ler que o ouro reage com água régia, segundo a equação:

- $$\text{Au} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AuCl}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$$
- afirma que:
- I. a água régia consiste na mistura de HCl com HNO₃ na proporção de 3 : 1, respectivamente.
 - II. o HNO₃ é o agente oxidante.

- III. na reação de 1 mol de ouro, obtêm-se dois mols de água.
 - IV. o ouro é reduzido a Au⁺³.
- Das afirmações feitas, são corretas:
- A I, II e III, somente. D II e III, somente.
 B I e III, somente. E todas.
 C II e IV, somente.

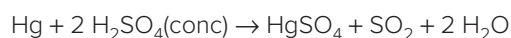
- 34 ITA** A seguinte reação não balanceada e incompleta ocorre em meio ácido:



A soma dos coeficientes estequiométricos da reação completa e balanceada é igual a:

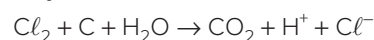
- A 11 C 33 E 55
 B 22 D 44

- 35 Mackenzie** Da equação balanceada abaixo, fazem-se as afirmações:



- I. a soma dos coeficientes do balanceamento é igual a sete.
 - II. o mercúrio sofre redução.
 - III. o número de oxidação do enxofre varia de +6 para +2.
 - IV. o H₂SO₄ é o agente oxidante.
- Das afirmações feitas, são corretas somente:
- A I e III. C II e III. E III e IV.
 B II e IV. D I e IV.

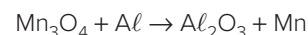
- 36 PUC-Campinas** Os filtros contendo carvão ativo procuram eliminar o excesso de cloro na água tratada. Pode ocorrer a reação:



Balanceando-se a equação com os menores números inteiros possíveis, qual a soma dos coeficientes do primeiro membro?

- A 4 B 5 C 6 D 7 E 8

- 37 PUC-Minas** Sobre a equação de oxirredução:

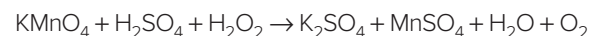


é correto afirmar que:

- A o alumínio sofre a oxidação na reação.
 B o tetróxido de trimanganês funciona como o redutor da reação.
 C o oxigênio sofre a redução na reação.
 D o manganês sofre elevação de seu número de oxidação na reação.
 E após o balanceamento da equação, a soma dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies químicas envolvidas é igual a 16.

- 38 IFSul 2018** O permanganato de potássio (KMnO₄) é muito empregado como agente oxidante. Tem usos na oxidação de compostos orgânicos e como oxidante leve. Nos laboratórios de química, é empregado para oxidar a água oxigenada na determinação de sua

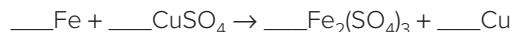
concentração em meio ácido. A reação não balanceada que ocorre com a água oxigenada é a seguinte:



A soma total dos coeficientes da equação acima é igual a

- A 21 B 22 C 25 D 26

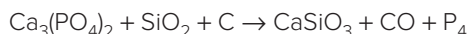
39 UFSC Na seguinte equação química não balanceada:



Assinale a(s) proposição(ões) verdadeira(s).

- Temos uma reação de oxirredução
- O número de oxidação do cobre no CuSO_4 é +2.
- Houve oxidação do ferro.
- O átomo de ferro perde 2 elétrons.
- O cobre sofre oxidação.
- Após balanceamento, a soma dos menores números inteiros possíveis para os coeficientes é 9.
- O ferro é o agente oxidante.

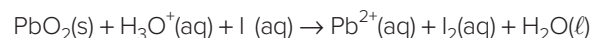
40 Unioeste O fósforo existe na natureza principalmente sob a forma de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, como na fosforita. A forma elementar pode ser obtida a partir de fosfato de cálcio e coque, em presença de areia, sendo a reação representada pela seguinte equação:



Sobre a reação e os compostos participantes, pode-se afirmar que:

- carbono sofreu uma oxidação.
- o Nox do silício variou de 4 unidades.
- o fosfato de cálcio é o agente oxidante.
- o Nox do fósforo no $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ é +5.
- após o balanceamento da equação, os menores coeficientes inteiros encontrados foram 2, 6, 10 \rightarrow 6, 10, 1.
- o silício sofreu uma oxidação

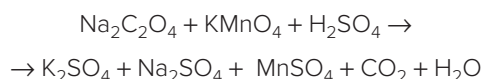
41 Unirio Observe a seguinte equação não balanceada:



A soma dos coeficientes estequiométricos dessa reação é igual a:

- A 6 B 10 C 12 D 13 E 15

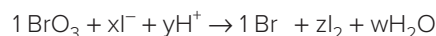
42 UFG Após a incineração de lixo, faz-se a determinação de carbono não queimado e matéria fermentável por um método que se fundamenta na equação de reação a seguir:



A respeito dessa equação de reação, pede-se:

- a) o agente oxidante e o agente redutor.
- b) o balanceamento da equação.

43 ITA Ao misturar solução aquosa de bromato de sódio com solução aquosa ácida de iodeto de potássio, ocorre uma reação representada pela equação não balanceada:



O balanceamento desta equação pode ser feito pelo método das variações dos números de oxidação. Assinale a opção que contém essas variações para cada átomo e os coeficientes que balanceiam a equação

	Variação do número de oxidação				Coeficientes			
	Br	O	I	H	x	y	z	w
A	+5	-2	-1	+1	10	12	5	6
B	-1	-2	-1	+1	12	12	3	3
C	+4	+1	-1	+1	6	12	3	6
D	-6	0	+1	0	6	6	3	3
E	-8	0	+1	-1	8	6	4	3

44 Balanceie as seguintes equações, indicando o agente oxidante e o agente redutor.

- a) $\text{HNO}_3 + \text{Bi}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO} + \text{S}$
- b) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$
- d) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- f) $\text{CrO}_2 + \text{ClO}^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- g) $\text{SnO}_2^{2-} + \text{Bi}^{+3} + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SnO}_3^{2-} + \text{Bi}$
- h) $\text{Fe}^{+3} + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}^{+2} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$

45 ITA É descrita uma sequência de várias etapas experimentais com suas respectivas observações:

- I. Dissolução completa de um fio de cobre em água de bromo em excesso, com formação de uma solução azulada A.
- II. Evaporação completa da solução A e formação de um sólido marrom B.
- III. Aquecimento do sólido B a 500 °C, com formação de um sólido branco de CuBr e um gás marrom C.
- IV. Dissolução de CuBr em uma solução aquosa concentrada de ácido nítrico, formando uma nova solução azulada D e liberação de dois gases: C e E.
- V. Evaporação da solução azulada D, com formação de um sólido preto F e liberação de dois gases: E e G.
- VI. Reação a quente do sólido F com hidrogênio gasoso e na ausência de ar, formando um sólido avermelhado H e liberando água.

Baseando-se nestas descrições, apresente as fórmulas moleculares das substâncias B, C, E, F, G e H.



FRENTE 3

CAPÍTULO

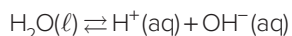
6

Equilíbrio químico II

A formação de estalactites e estalagmites ocorre mediante processos muito lentos, que envolvem deslocamentos de equilíbrios heterogêneos. Iremos estudá-los neste capítulo.

Equilíbrio iônico da água

Um dos equilíbrios iônicos mais importantes é o da água. Por ser o solvente da grande maioria das soluções laboratoriais e caseiras, a água e suas soluções devem ser profundamente estudadas para que se tenha um bom entendimento da Química. Porém, além do estudo da interação da água com o seu soluto e da interação das próprias moléculas de água entre si, há outro fator de enorme relevância que deve ser levado em consideração: **a água se autoioniza**. De maneira espontânea, mas com baixo grau de ionização, a água gera íons $H^+(aq)$ e $OH^-(aq)$, segundo a equação:



De acordo com o que foi estudado no capítulo anterior, a água tem atividade química unitária e, portanto, a sua concentração não altera o valor da constante de equilíbrio. Para esse equilíbrio, a constante é denominada K_w (menção a água em inglês, *water*), sendo dada por:

$$K_w = [H^+(aq)] \cdot [OH^-(aq)]$$

Como qualquer outra constante de equilíbrio, K_w varia com a temperatura. Em temperatura ambiente, $25^\circ C$, $K_w = 10^{-14}$. Outro valor notável se dá para a temperatura de $60^\circ C$, em que $K_w = 10^{-13}$.

Pode-se perceber, portanto, que o aumento de temperatura favorece a autoionização da água. Logo, pelo princípio de Le Chatelier, a autoionização da água é endotérmica. Isso não deve ser nenhuma surpresa, já que o processo de formação de íons partindo das moléculas de água exige a quebra de ligações, processo que absorve energia.

A tabela a seguir mostra a variação de K_w com a temperatura.

$T(^{\circ}C)$	K_w
0	$0,114 \cdot 10^{-14}$
10	$0,293 \cdot 10^{-14}$
20	$0,681 \cdot 10^{-14}$
25	$1,008 \cdot 10^{-14}$
30	$1,471 \cdot 10^{-14}$
40	$2,916 \cdot 10^{-14}$
50	$5,476 \cdot 10^{-14}$
100	$51,3 \cdot 10^{-14}$

Tab. 1 Valores de K_w em determinadas temperaturas.

Porém, apesar dessas variações, a maioria dos problemas aborda a água em temperatura ambiente ($25^\circ C$), para a qual $K_w = 10^{-14}$.

Exercício resolvido

1 Para a temperatura de $25^\circ C$, determine $[OH^-(aq)]$ nos seguintes casos:

a) $[H^+(aq)] = 10^{-2} \text{ mol/L}$;

b) $[H^+(aq)] = 10^{-7} \text{ mol/L}$;

c) $[H^+(aq)] = 10^{-10} \text{ mol/L}$;

Resolução:

Para a temperatura de $25^\circ C$,

$$K_w = [H^+(aq)] \cdot [OH^-(aq)] = 10^{-14}$$

Portanto:

a) $[H^+(aq)] \cdot [OH^-(aq)] = 10^{-14} \therefore 10^{-2} \cdot [OH^-(aq)] = 10^{-14}$
 $\therefore [OH^-(aq)] = 10^{-12} \text{ mol/L}$

b) $[H^+(aq)] \cdot [OH^-(aq)] = 10^{-14} \therefore 10^{-7} \cdot [OH^-(aq)] = 10^{-14}$
 $\therefore [OH^-(aq)] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

c) $[H^+(aq)] \cdot [OH^-(aq)] = 10^{-14} \therefore 10^{-10} \cdot [OH^-(aq)] = 10^{-14}$
 $\therefore [OH^-(aq)] = 10^{-4} \text{ mol/L}$

Como se pode perceber, onde há água deve haver uma relação entre as concentrações dos íons H^+ e OH^- para que o sistema se mantenha em equilíbrio. Entretanto, como as concentrações dos íons provenientes da autoionização da água são muito baixas, há uma forma mais prática e mais universal de expressá-las. Para tanto, deve-se fazer uso do operador p , que é definido como:

$$p = \log$$

Portanto:

$$pH = -\log[H^+(aq)]$$

$$pOH = -\log[OH^-(aq)]$$

Exercício resolvido

2 A temperatura de $25^\circ C$, determine pH , pOH e $(pH + pOH)$ para cada um dos itens do **exercício resolvido 1**. Além disso, classifique o meio em ácido, básico ou neutro.

Resolução:

a) Como: $[H^+(aq)] = 10^{-2} \text{ mol/L}$ e $pH = -\log[H^+(aq)]$,
então: $pH = \log 10^{-2} \therefore pH = 2$

Como: $[OH^-(aq)] = 10^{-12} \text{ mol/L}$ e

$pOH = \log[OH^-(aq)]$,

então: $pOH = -\log 10^{-12} \therefore pOH = 12$.

Em temperatura ambiente, $pH + pOH = 14$.

Nesse caso, $[H^+(aq)] > [OH^-(aq)]$; portanto, o meio é ácido. Note que a acidez do meio não está relacionada com a ausência de $[OH^-(aq)]$, mas com a predominância de $H^+(aq)$ em relação ao $OH^-(aq)$.

b) Como: $[H^+(aq)] = 10^{-7} \text{ mol/L}$ e $pH = -\log[H^+(aq)]$,
então: $pH = -\log 10^{-7} \therefore pH = 7$.

Como: $[OH^-(aq)] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

e $pOH = -\log[OH^-(aq)]$,

então: $pOH = \log 10^{-7} \therefore pOH = 7$.

Em temperatura ambiente, $pH + pOH = 14$.

Nesse caso, $[H^+(aq)] = [OH^-(aq)]$; portanto, o meio é neutro. Note que a acidez do meio não está relacionada com a ausência dos íons, mas com a igualdade de $H^+(aq)$ e $OH^-(aq)$.

c) Como: $[H^+(aq)] = 10^{-10} \text{ mol/L}$ e $pH = -\log[H^+(aq)]$,
então: $pH = -\log 10^{-10} \therefore pH = 10$.

Como: $[OH^-(aq)] = 10^{-4} \text{ mol/L}$

e $pOH = \log[OH^-(aq)]$,

então: $pOH = -\log 10^{-4} \therefore pOH = 4$.

Em temperatura ambiente, $pH + pOH = 14$.

Nesse caso, $[H^+(aq)] < [OH^-(aq)]$; portanto, o meio é básico. Note que a basicidade do meio não está relacionada com a ausência de $[H^+(aq)]$, mas com a predominância de $OH^-(aq)$ em relação ao $H^+(aq)$.

Pode-se construir uma escala de pH e pOH da seguinte forma:

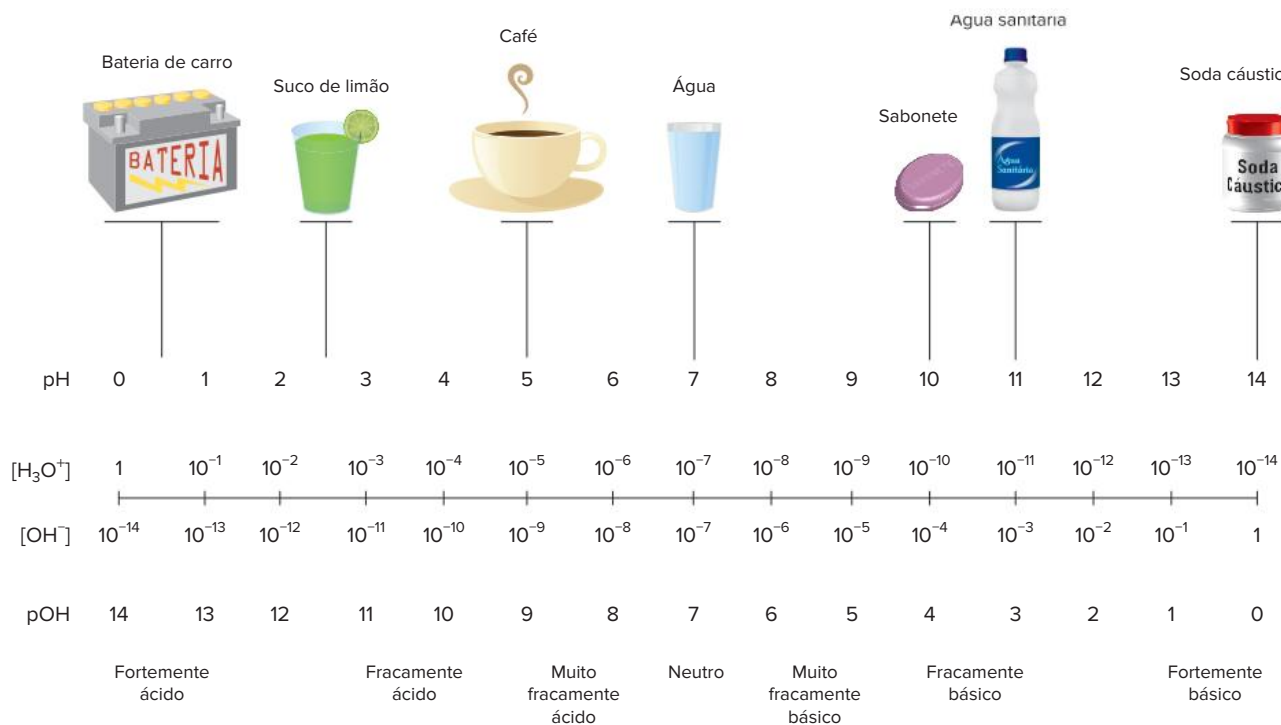


Fig. 1 Escala de pH e pOH, com exemplos de situações cotidianas para familiarização com os valores.

Para a temperatura ambiente, temos:

- $pH = 7$, significa que o meio é neutro.
- Para valores de pH menores do que 7, o meio é cada vez mais ácido.
- Para valores de pH maiores do que 7, o meio é cada vez mais básico.
- $pH + pOH = 14$.

Matematicamente, temos:

$$K_w = [H^+(aq)] \cdot [OH^-(aq)]$$

$$\therefore \log K_w = \left(\underbrace{\log [H^+(aq)]}_{\text{pH}} \right) + \left(\underbrace{\log [OH^-(aq)]}_{\text{pOH}} \right)$$

$$\therefore \text{pH} + \text{pOH} = -\log K_w$$

Para $(\text{pH})_{\text{neutro}}$, deve-se ter: $\text{pH} = \text{pOH}$. Portanto, $(\text{pH})_{\text{neutro}} = -\frac{1}{2} \log K_w$.

Assim:

Para 25 °C ($K_w = 10^{-14}$), $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ e $(\text{pH})_{\text{neutro}} = 7$.

Para 60 °C ($K_w = 10^{-13}$), $\text{pH} + \text{pOH} = 13$ e $(\text{pH})_{\text{neutro}} = 6,5$.

Exercícios resolvidos

- 3** Qual o valor do pH e do pOH de uma solução de ácido clorídrico $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L?

Adote $\log 2 = 0,3$ e temperatura ambiente.

Resolução:

O ácido clorídrico é um ácido forte; portanto, ioniza-se completamente em água, segundo a equação:



Como: $[H^+(\text{aq})] = \mathfrak{M} \cdot \alpha \therefore [H^+(\text{aq})] = 2 \cdot 10^{-2} \cdot 1$

$\therefore [H^+(\text{aq})] = 2 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

Mas: $\text{pH} = -\log [H^+(\text{aq})] \therefore \text{pH} = -\log 2 \cdot 10^{-2}$

$\therefore \text{pH} = \log 2 + \log 10^{-2} \therefore \text{pH} = 0,3 + 2 \quad \text{pH} = 1,7$.

Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, então: $\text{pOH} = 12,3$.

- 4** Qual o valor do pH e do pOH de uma solução de ácido acético 0,2 mol/L?

Adote $\log 2 = 0,3$, $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$ e temperatura ambiente

Resolução:

O ácido acético é um ácido fraco, e o equilíbrio de sua ionização é dado por:



Pela lei de Ostwald, para eletrólitos fracos, temos:

$K_a = \mathfrak{M} \cdot \alpha^2 \therefore 2 \cdot 10^{-5} = 2 \cdot 10^{-1} \cdot \alpha^2 \therefore \alpha = 10^{-2}$ ou 1%

Como: $[H^+(\text{aq})] = \mathfrak{M} \cdot \alpha \therefore [H^+(\text{aq})] = 2 \cdot 10^{-1} \cdot 10^{-2}$

$\therefore [H^+(\text{aq})] = 2 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

Mas: $\text{pH} = -\log [H^+(\text{aq})] \therefore \text{pH} = -\log 2 \cdot 10^{-3}$

$\therefore \text{pH} = -\log 2 - \log 10^{-3} \therefore \text{pH} = -0,3 + 3 \therefore \text{pH} = 2,7$.

Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, então: $\text{pOH} = 11,3$.

- 5** Prepara-se uma solução misturando 1 L de uma solução aquosa de HCl com pH igual a 3 com 9 L de outra solução aquosa de NaOH com pH igual a 10, em temperatura ambiente. Qual é o pH da solução final?

Resolução:

Para a solução aquosa de HCl, temos:

$$\text{pH} = -\log [H^+(\text{aq})] \therefore 3 = -\log [H^+(\text{aq})]$$

$$\therefore [H^+(\text{aq})] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\mathfrak{M} = \frac{n_1}{V_{(L)}} \therefore n_1 = \mathfrak{M} \cdot V_{(L)} \therefore n_{H^+} = 10^{-3} \text{ mol}$$

Para a solução aquosa de NaOH, temos:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \therefore 10 + \text{pOH} = 14 \therefore \text{pOH} = 4$$

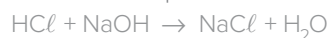
$$\text{pOH} = -\log [OH^-(\text{aq})] \therefore 4 = -\log [OH^-(\text{aq})]$$

$$\therefore [OH^-(\text{aq})] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\mathfrak{M} = \frac{n_1}{V_{(L)}} \therefore n_1 = \mathfrak{M} \cdot V_{(L)} \therefore n_{OH^-} = 10^{-4} \cdot 9$$

$$\therefore n_{OH^-} = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

A equação que representa a reação de neutralização entre os solutos é dada por:



Como a proporção estequiométrica entre os dois reagentes é de 1 : 1, então $9 \cdot 10^{-4}$ mol de OH^- neutralizarão $9 \cdot 10^{-4}$ mol de H^+ .

Assim, $(n_{H^+})_{\text{excesso}} = 10^{-3} - 9 \cdot 10^{-4} = 10^{-4}$ mol.

Portanto, na solução misturada, temos:

$$[H^+(\text{aq})] = \frac{n_{H^+}}{V_{(L)}} \therefore [H^+(\text{aq})] = \frac{10^{-4}}{10} \therefore [H^+(\text{aq})] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{Como } \text{pH} = -\log [H^+(\text{aq})] \therefore \text{pH} = -\log 10^{-5} \therefore \text{pH} = 5.$$

É muito comum se afirmar que a escala de pH é uma medida de acidez ou basicidade de um sistema, que varia de 0 a 14. Entretanto, isso não é verdade, nem mesmo para a temperatura de 25 °C. Já existem algumas questões de vestibulares recentes que apresentam soluções com valores negativos de pH. Não há nada especial com soluções de pH negativo, a não ser pelo fato de serem extremamente ácidas

Contudo, pode-se imaginar, então, que não há limites para a escala de pH, o que também não é verdade. É perfeitamente possível que se tenha uma solução de $\text{pH} = -1$, mas impossível que se tenha uma solução de $\text{pH} = -2$ ou menor do que isso. Uma solução aquosa de HNO_3 , de concentração 10 mol/L, tem pH negativo, já que:

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

Entretanto, para que o pH seja -2 ou menor do que isso, $[\text{H}^+(\text{aq})]$ deve ser maior ou igual a 100 mol/L, o que não é possível, já que em 1 L não cabem 100 mols (ou 6,3 kg) de HNO_3 . Portanto, é importante salientar que existem valores negativos ou maiores do que 14 para o pH, mas a escala, para a temperatura ambiente, dificilmente sai do intervalo $-1 < \text{pH} < 15$. E, caso ultrapasse esses limites, certamente será por poucos décimos. Seriam situações anômalas, forçadas, de soluções extremamente ácidas ou básicas.

Exercícios resolvidos

6 Qual é o valor de pH para soluções aquosas de um monoácido forte com:

- $[\text{HX}] = 10^{-2}$ mol/L?
- $[\text{HX}] = 10^{-10}$ mol/L?
- $[\text{HX}] = 10^{-7}$ mol/L?

Resolução:

É tentador aplicar o raciocínio básico dizendo que as respostas são, respectivamente, 2, 10 e 7. Porém, as contas e interpretações envolvidas são mais complexas.

a) Estão presentes o $\text{H}^+(\text{aq})$ proveniente do ácido HX e o $\text{H}^+(\text{aq})$ proveniente da água:

$$[\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{HX}} = 10^{-2} \text{ mol/L} \text{ e } [\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{Como: } [\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{HX}} \gg [\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{H}_2\text{O}} \therefore$$

$$\therefore [\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{total}} \approx [\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{HX}}$$

$$\text{Assim: } \text{pH} = -\log[\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{total}} \therefore$$

$$\therefore \text{pH} = -\log 10^{-2} \quad \text{pH} = 2$$

b) Da mesma forma, estão presentes o $\text{H}^+(\text{aq})$ proveniente do ácido HX e o $\text{H}^+(\text{aq})$ proveniente da água:

$$[\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{HX}} = 10^{-10} \text{ mol/L} \text{ e } [\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{Como: } [\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{HX}} \ll [\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{H}_2\text{O}} \therefore$$

$$\therefore [\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{total}} \approx [\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\text{Assim: } \text{pH} = \log[\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{total}} \therefore$$

$$\therefore \text{pH} = \log 10^{-7} \therefore \text{pH} = 7$$

Note como a resposta $\text{pH} = 10$ para esse item seria absurda, já que a adição de um ácido jamais poderia deixar o meio básico. O pH ser igual a 7 significa apenas que a quantidade de ácido adicionada foi tão pequena que praticamente não alterou o pH da água pura. Assim, o que era neutro continuou praticamente neutro.

c) Aqui, temos um problema um pouco mais complicado. Isso porque a ordem de grandeza da $[\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{HX}}$ e da $[\text{H}^+(\text{aq})]_{\text{H}_2\text{O}}$ são iguais. Assim, para a tabela em mol/L, temos:

	$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$		
Início:		$2 \cdot 10^{-7}$	10^{-7}
Reagiu:		$-x$	$-x$
Equilíbrio:		$2 \cdot 10^{-7} - x$	$10^{-7} - x$

Portanto, como:

$$K_w = [\text{H}^+(\text{aq})] \cdot [\text{OH}^-(\text{aq})] \therefore$$

$$\therefore 10^{-14} = (2 \cdot 10^{-7} - x) \cdot (10^{-7} - x)$$

$$x^2 - 3 \cdot 10^{-7}x + 10^{-14} = 0$$

Para essa equação do 2º grau, as soluções são:

$$x' = 2,62 \cdot 10^{-7} \text{ e } x'' = 0,382 \cdot 10^{-7}$$

Como x' não convém, já que, nesse caso, é impossível subtrair $2,62 \cdot 10^{-7}$ de 10^{-7} , então $x = 0,382 \cdot 10^{-7}$ mol/L. Portanto:

$$[\text{H}^+(\text{aq})] = 2 \cdot 10^{-7} - x = 2 \cdot 10^{-7} - 0,382 \cdot 10^{-7}$$

$$[\text{H}^+(\text{aq})] = 1,618 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Logo,

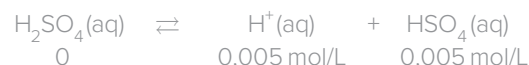
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+(\text{aq})] \therefore \text{pH} = -\log 1,618 \cdot 10^{-7} \therefore$$

$$\therefore \text{pH} = 6,79$$

7 Calcule o pH de uma solução aquosa de 0,005 mol/L de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , em que $K_{a2} = 0,012$, sob temperatura de 25 °C.

Resolução:

Para a 1ª ionização, não há equilíbrio, já que o ácido ioniza totalmente. Portanto:



Para a 2ª ionização, devemos montar a tabela dos equilíbrios:

	$\text{HSO}_4(\text{aq})$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
Início:	0,005		0,005 0
Reagiu:	-x		+x +x
Equilíbrio:	0,005 - x		0,005 + x x

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}^+(\text{aq})] \cdot [\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})]}{[\text{HSO}_4^-(\text{aq})]} \Rightarrow 0,012 = \frac{(0,005 + x) \cdot x}{(0,005 - x)}$$

$$\Rightarrow x^2 + 0,017x - 6 \cdot 10^{-5} = 0$$

Para essa equação do 2º grau, o único resultado de x que é positivo e, portanto, compatível, é $x = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Assim: $[\text{H}^+(\text{aq})] = 0,005 + x \therefore [\text{H}^+(\text{aq})] = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
 Logo, $\text{pH} = -\log[\text{H}^+(\text{aq})] \therefore \text{pH} = -\log 8 \cdot 10^{-3} \therefore \text{pH} = 2,1$.

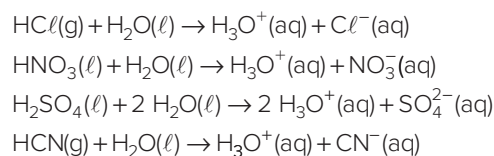


Fig. 2 Svante Arrhenius. Arquivo oficial do Museu Nacional Sueco de Ciência e Tecnologia, Estocolmo

Arrhenius elaborou uma teoria que explicava a razão pela qual soluções aquosas seriam capazes de conduzir corrente e a apresentou como tese de doutorado. Em seus estudos, ele dizia que íons pré-existentes em determinados compostos se dissociavam em água. Essas partículas carregadas e livres seriam, então, as responsáveis pela condução de corrente. A tese foi mal recebida pela maior parte da comunidade científica, razão pela qual foi aprovada apenas com a nota mínima. Somente alguns anos depois, a tese passou a ser aceita e Arrhenius foi agraciado com o prêmio Nobel, em 1903. Nesse trabalho, estavam incluídas substâncias como ácidos e bases que, em água, formavam soluções eletrolíticas. Segundo o cientista:

Ácidos são compostos que, em solução aquosa, ionizam-se, liberando o íon H^+ para a formação do íon H_3O^+ (hidrônio ou hidroxônio)

Portanto, para o cientista, só é possível considerar as características ácidas quando o composto estiver dissolvido em água. Veja alguns exemplos:



O H_2SO_4 , quando puro, não é capaz de conduzir corrente. Possui grande poder desidratante, mas não apresenta características ácidas. As propriedades típicas dos ácidos só aparecem quando a substância é dissolvida em água e sofre o processo de ionização.

Bases são compostos que, em solução aquosa, dissociam-se, liberando o íon OH^- (hidroxila ou oxidrila)

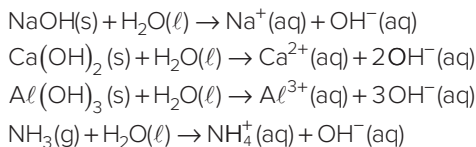
Conceitos modernos de ácidos e bases

Os primeiros registros científicos sobre os ácidos ocorreram por volta de 800 d.C. e mencionavam que esses compostos eram azedos e capazes de colorir, da mesma forma, espécies chamadas de indicadores – o primeiro caso registrado foi a conversão de tornassol, um extrato de líquen, do azul para o vermelho, ao ser colocado na presença de ácidos. Registros posteriores citam a capacidade dos ácidos de oxidar metais comuns e neutralizar substâncias alcalinas. Porém, foi Lavoisier, entre 1774 e 1777, que tentou caracterizar quimicamente um ácido como sendo um composto constituído pelo elemento químico oxigênio, nome dado pelo próprio cientista e que significava “gerador de ácidos”. Demorou até que se tivesse certeza de que alguns ácidos não tinham oxigênio e, apesar do erro, o nome havia sido usado por tanto tempo que permaneceu.

As bases ou hidróxidos, por sua vez, foram mencionados inicialmente por árabes como compostos alcalinos. Álcali origina-se do árabe e significa “cinzas da madeira”. De fato, os hidróxidos foram notados inicialmente ao se misturar água e cinzas de madeira, ricas em óxido de sódio e óxido de potássio, resultando em hidróxido de sódio e de potássio, respectivamente. As bases são substâncias de sabor adstringente (capaz de prender as mucosas bucais e prender a língua ao céu da boca), que colorem os indicadores sempre com a mesma cor e neutralizam os ácidos.

Por volta de 1887, o cientista sueco Svante August Arrhenius formulou um conceito relevante sobre ácidos e bases.

Da mesma maneira, a definição de bases só ganha significado quando o composto está em água. Veja alguns exemplos.



Note que a amônia é considerada uma base de Arrhenius.

A força de um ácido ou de uma base de Arrhenius está relacionada à capacidade de liberar, respectivamente, íons H^+ e OH^- em água. Os ácidos e as bases de Arrhenius foram estudados anteriormente, na frente 2. Um bom entendimento desse tema é essencial para o estudo dos conceitos modernos de ácidos e bases, que será feito neste capítulo. Caso seja necessário, recomendamos a releitura dos capítulos referentes a ácidos e bases, presentes no livro 2.

A pergunta mais importante neste momento é: se o estudo desenvolvido por Arrhenius era bem-aceito, por que surgiram novos conceitos de ácidos e bases? A resposta não é tão simples, mas podemos começar com o seguinte raciocínio: o conceito de Arrhenius para ácidos e bases é, de certa forma, muito restritivo. Segundo essa teoria, para que um composto seja chamado de ácido, é preciso que esteja dissolvido em água, ionize e libere o íon H^+ , para que se forme o H_3O^+ . Há muitos compostos que, pela definição de Arrhenius, não seriam classificados como ácidos; contudo, apresentam características ácidas e, portanto, é coerente que sejam classificados como tal.

O mesmo vale para as bases. A definição de Arrhenius também é bastante restritiva ao classificá-las. Isso resulta em um bom número de compostos que apresentam características tipicamente básicas que, contudo, não são classificados como bases, segundo Arrhenius.

Assim, uma definição menos restritiva englobaria um maior número de compostos ácidos e básicos. Em 1923, o dinamarquês Johannes Nicolaus Bronsted, um respeitado físico-químico, propôs uma nova definição, mais abrangente, para ácidos e bases. Bronsted ainda realizou importantes trabalhos sobre reações de catálise.

Ainda em 1923, o inglês Thomas Martin Lowry publicou o mesmo conceito que Bronsted sobre ácidos e bases. Os cientistas formularam suas teorias de maneira praticamente simultânea e totalmente independente.

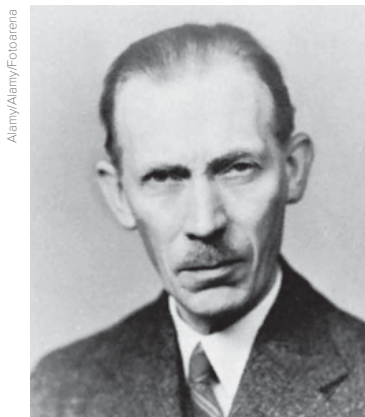


Fig. 3 Johannes Nicolaus Bronsted.



Fig. 4 Thomas Martin Lowry.

"Thomas Martin Lowry". In: POPE, William Jackson. *Biographical memoirs of fellows of the Royal Society*. 6 ed. Londres: The Royal Society Publishing, 1936. v. 2. p. 286.

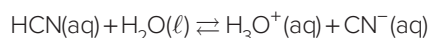
Lowry sugeriu, então, que o crédito fosse direcionado ao seu colega dinamarquês, entretanto, o conceito hoje é creditado aos dois e a teoria é chamada **Ácidos e Bases de Bronsted-Lowry**.

Ácidos e Bases de Bronsted-Lowry

Ácido é toda espécie doadora de H^+ .
Base é toda espécie receptora de H^+ .

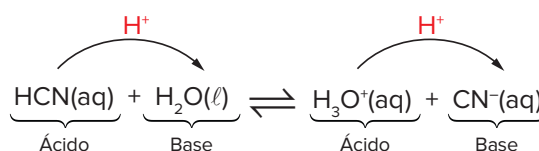
Primeiramente, é importante notar que a definição moderna de Bronsted Lowry é bem menos restritiva do que a de Arrhenius, pois impõe apenas uma condição para que se classifique determinado composto como ácido ou base e, de fato, abrange um maior número de substâncias. Além disso, a espécie H^+ nada mais é do que um próton, pois um átomo de hidrogênio prótoto é constituído de um próton e um elétron, e o íon H^+ é um átomo de hidrogênio que perdeu o seu elétron. Assim, muitos autores se referem aos ácidos de Bronsted-Lowry como espécies doadoras de prótons e às bases como espécies receptoras de prótons.

Para analisarmos melhor essa definição, considere o exemplo a seguir.

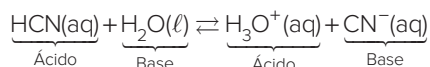


O ácido cianídrico é um ácido de Arrhenius fraco, pois ioniza com baixíssimo rendimento na presença de água. Mas como seria a classificação ácido-base para esse fenômeno segundo Bronsted-Lowry?

No sentido direto, a espécie HCN doa próton para a espécie H_2O . Na reação inversa, a espécie H_3O^+ doa próton para a espécie CN^- . Assim, temos:



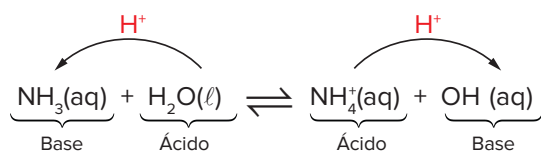
Como se vê, a análise para ácidos e bases de Bronsted-Lowry deve levar em conta a reação nos dois sentidos. Assim, as espécies HCN e H₃O⁺ são ácidos de Bronsted-Lowry, enquanto as espécies H₂O e CN⁻ são bases de Bronsted-Lowry. O ácido do reagente (HCN) e a base do produto (CN⁻) formam um par de espécies. Do mesmo modo, a base do reagente (H₂O) e o ácido do produto (H₃O⁺) formam outro par. A essas espécies, damos o nome de **pares de ácido-base conjugados**.



Como se pode notar, as espécies que compõem cada par de ácido-base conjugados (HCN/CN⁻ e H₂O/H₃O⁺) diferem entre si por um grupo H⁺ (próton)

Como o HCN é um ácido fraco, a espécie HCN é péssima doadora de H⁺. Consequentemente, podemos concluir que a sua base conjugada é ótima receptora de H⁺, afinal, se uma reação tem baixo rendimento no sentido direto, seu rendimento no sentido inverso é alto. Logo, podemos concluir que, quanto mais fraco for um ácido de Bronsted-Lowry, mais forte será a sua base conjugada e vice-versa.

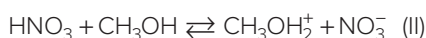
Percebemos ainda que, nesse exemplo, o conceito de Bronsted-Lowry não contraria o de Arrhenius, apenas o estende para outros compostos. Observe outro exemplo.



No sentido direto, a espécie H₂O doa próton para a espécie NH₃. Na reação inversa, a espécie NH₄⁺ doa próton para a espécie OH⁻. Desse modo, as espécies H₂O e NH₄⁺ são ácidos de Bronsted-Lowry, enquanto NH₃ e OH⁻ são bases de Bronsted-Lowry. Portanto, o ácido do reagente e a base do produto formam um par de ácido-base conjugado (H₂O/OH⁻), e a base do reagente e o ácido do produto formam o outro par de ácido-base conjugado (NH₃/NH₄⁺). Note como os pares de ácido-base conjugados diferem entre si por um grupo H⁺.

Como a espécie amônia ioniza muito pouco em água, ela é considerada uma base fraca, porque recebe mal o íon H⁺. Já a espécie NH₄⁺ é ótima doadora de íon H⁺, sendo, portanto, um ácido conjugado forte.

Observe que, no primeiro exemplo, a água se comporta como base de Bronsted-Lowry. Já no segundo exemplo, comporta-se como ácido de Bronsted-Lowry. Compostos com essa característica são chamados de **anfóteros**. Portanto, segundo o conceito moderno de Bronsted-Lowry, a água é uma substância tipicamente anfótera. Existem outros compostos que podem ser considerados anfóteros, como o metanol, conforme podemos observar nas equações seguintes.

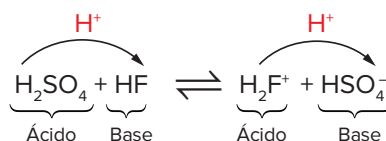


Na equação (I), o metanol se comporta como ácido, porque é doador de H⁺, mas na equação (II) o metanol se comporta como base, porque é receptor de H⁺. Sendo assim, é anfótero segundo Bronsted-Lowry.

Em mais um exemplo, podemos observar outras características do conceito de Bronsted-Lowry:



Nesse caso, no sentido direto, a espécie H₂SO₄ doa o íon H⁺ para a espécie HF. No sentido inverso, a espécie H₂F⁺ doa o íon H⁺ para a espécie HSO₄⁻. Assim, pela definição de Bronsted-Lowry, temos:

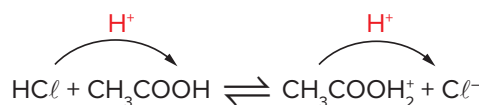


Os pares de ácido-base conjugados são, nesse caso, H₂SO₄/HSO₄⁻ e HF/H₂F⁺. Em ambos os casos, os constituintes de cada par são espécies que diferem entre si por um próton.

Entretanto, há um questionamento muito comum nesse exemplo: estaria a definição de Bronsted-Lowry contrariando a de Arrhenius, já que o HF seria um ácido para Arrhenius e uma base para Bronsted-Lowry? A resposta é complexa. A definição de Bronsted-Lowry não contraria a definição de Arrhenius, pois, primeiramente, este só define ácidos e bases quando os compostos estão em solução aquosa. Portanto, para Arrhenius, H₂SO₄ e HF são ácidos porque, quando adicionados à água, liberam H⁺. Se esses dois compostos tivessem sido adicionados à água, eles reagiriam com ela, liberando o H⁺, e não reagiriam de maneira significativa entre si, como mostra a equação dada anteriormente. Para reagirem entre si, não pode haver água no sistema, para que, assim, o ácido mais forte imponha ao HF um comportamento de base. Arrhenius não classifica compostos como ácidos e bases na ausência de água. Logo, Bronsted e Lowry não contrariaram Arrhenius, nesse caso ou em outros.

A definição de Bronsted-Lowry tem um caráter comportamental e, talvez, essa seja a maior qualidade desse conceito, em relação ao de Arrhenius. Enquanto este classifica os compostos em ácidos e bases baseando-se no comportamento deles apenas em água, Bronsted e Lowry estendem a análise para outras situações, que não sejam, necessariamente, a do meio aquoso.

Ainda reforçando o caráter comportamental da definição mais moderna, a força de um ácido ou de uma base varia com o solvente em que ele está dissolvido. Por exemplo, ácido clorídrico libera o íon H⁺ com 100% de rendimento em água, mas não apresenta ionização total quando dissolvido em ácido acético glacial (ácido etanoico puro). Isso ocorre porque o ácido acético é um receptor de H⁺ bem mais fraco do que a água. A reação entre o ácido clorídrico e o ácido acético é dada pela seguinte equação:



É evidente que, em solução aquosa, tanto o ácido clorídrico quanto o ácido acético teriam doado H^+ para a água. Entretanto, na ausência desta, a força do HCl se impõe à do CH_3COOH , fazendo com que o ácido acético se torne um receptor de H^+ .

Dessa forma, notamos que, dependendo do solvente, o comportamento de um mesmo composto será diferente. Alguns solventes, como por exemplo uma solução aquosa de hidróxido de sódio, podem tornar semelhante as forças do ácido clorídrico e do ácido fosfórico. Esses ácidos, em água, são classificados, respectivamente, como forte e moderado. De modo análogo, a própria água pode tornar a força do ácido perclórico e do ácido nítrico muito semelhantes também, embora esses dois compostos tenham graus de ionização bastante diferentes quando adicionados ao ácido acético glacial.

Quando um solvente, por ser bom receptor de íons H^+ , equipara a capacidade de ionização de ácidos com forças diferentes, ele é chamado de **solvente nivelador**. Na água, por exemplo, seis ácidos bastante convencionais têm ionização total, são eles: $HClO_4$, HI , HBr , HCl , H_2SO_4 e HNO_3 . Na mesma ordem em que esses ácidos foram apresentados, a força decresce quando eles são dissolvidos em ácido acético glacial. Portanto, como a água é um solvente nivelador, soluções aquosas de ácidos fortes terão o ácido totalmente ionizado.

Como, por sua vez, o ácido acético é um mau receptor de H^+ , os ácidos dissolvidos nele apresentam boa diferenciação de suas capacidades de ionização. Um solvente com essa característica é chamado de **solvente diferenciador**.

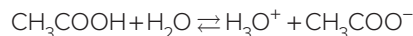
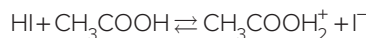
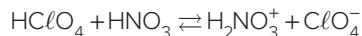
Observe, na tabela a seguir, a relação da força dos principais ácidos e bases com seus respectivos conjugados.

Forças relativas de pares ácido-base conjugados		
	Ácido	Base conjugada
Ácidos fortes	$HClO_4$ (ácido perclórico)	ClO_4^- (íon perclorato)
	HI (ácido iodídrico)	I^- (íon iodeto)
	HBr (ácido bromídrico)	Br^- (íon brometo)
	HCl (ácido clorídrico)	Cl^- (íon cloreto)
	H_2SO_4 (ácido sulfúrico)	HSO_4^- (íon hidrogenosulfato)
	HNO_3 (ácido nítrico)	NO_3^- (íon nitrato)
Ácidos fracos	H_3O^+ (íon hidrônio)	H_2O (água)
	HSO_4^- (íon hidrogenosulfato)	SO_4^{2-} (íon sulfato)
	HF (ácido fluorídrico)	F^- (íon fluoreto)
	HNO_2 (ácido nitroso)	NO_2^- (íon nitrito)
	$HCOOH$ (ácido fórmico)	$HCOO^-$ (íon formiato)
	CH_3COOH (ácido acético)	CH_3COO^- (íon acetato)
	NH_4^+ (íon amônio)	NH_3 (amônia)
	HCN (ácido cianídrico)	CN^- (íon cianeto)
	H_2O (água)	OH^- (íon hidróxido)
	NH_3 (amônia)	NH_2^- (íon amida)

Tab. 2 Força relativa de ácidos e suas bases conjugadas.

Exercícios resolvidos

8 Considere as reações a seguir, representadas pelas equações:



Levando em conta somente as equações apresentadas, responda:

- Qual dos ácidos é o mais forte: $HClO_4$ ou HNO_3 ?
- Qual dos compostos apresenta comportamento anfótero?
- Quais são os ácidos e as bases de Bronsted-Lowry e os pares de ácido-base conjugados?

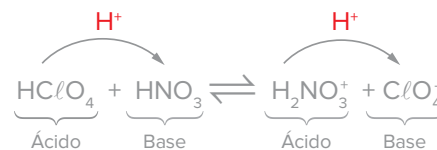
Resolução:

a) O $HClO_4$ é o mais forte, porque está doando o H^+ para o HNO_3 .

b) O composto é o ácido etanoico, pois na segunda equação ele é receptor de H^+ e na terceira é doador de H^+ .

c) 1ª equação

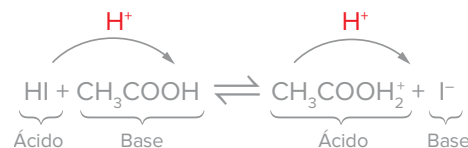
Pares de ácido-base conjugados: $HClO_4/ClO_4^-$ e $HNO_3/H_2NO_3^+$



2ª equação

Pares de ácido-base conjugados:

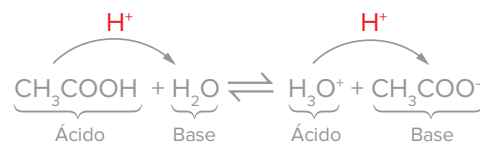
HI/I^- e $CH_3COOH/CH_3COOH_2^+$



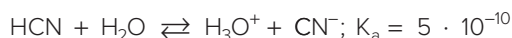
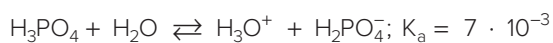
3ª equação

Pares de ácido-base conjugados:

CH_3COOH/CH_3COO^- e H_2O/H_3O^+



- 9 Considere as reações a seguir, representadas pelas equações:



Considerando somente as equações apresentadas, responda:

- O íon H_3O^+ é um ácido ou uma base de Bronsted-Lowry?
- Qual é a base conjugada mais forte dentre os compostos apresentados nas equações?

Resolução:

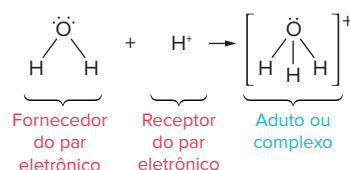
- Como o íon H_3O^+ é um fornecedor de H^+ em ambas as reações, ele é um ácido de Bronsted Lowry em ambas.
- Pelos valores de K_a , o ácido mais fraco é o HCN. Portanto, sua base conjugada, que é a espécie CN^- , é a mais forte.

A definição de Lewis para ácidos e bases diz o seguinte:

Ácido é toda espécie receptora do par eletrônico.
Base é toda espécie fornecedora do par eletrônico.

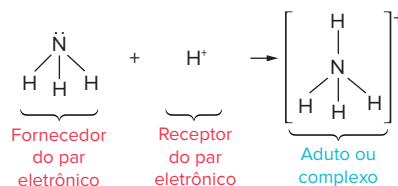
Em uma primeira análise, é preciso verificar se o conceito de Lewis, em algum momento, contraria o que foi dito por Arrhenius e Bronsted-Lowry.

No caso dos ácidos de Arrhenius, sempre teremos um íon H^+ se ligando à água para formar um H_3O^+ . Esse mesmo fenômeno, considerando a definição de Lewis, pode ser visto a seguir.



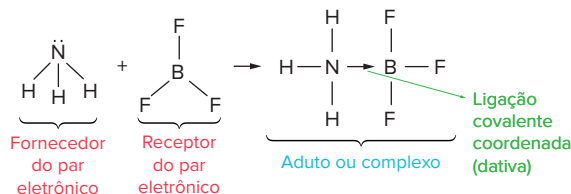
Nesse caso, como o íon H^+ é o receptor do par eletrônico, ele é o ácido de Lewis. A água é o fornecedor do par eletrônico compartilhado, portanto é a base de Lewis. A espécie hidrônio, que resulta da reação entre o ácido e a base de Lewis, é chamado de **aduto** ou **complexo**. Logo, o conceito de Arrhenius não é contrariado pelo de Lewis.

Observe o exemplo a seguir, muito frequente em Química, que resulta da interação entre amônia e o íon H^+



Nesse exemplo, a amônia é fornecedora do par eletrônico compartilhado com o íon H^+ . Esse par eletrônico não ligante na amônia e em seus derivados, como as aminas, faz com que esses compostos apresentem caráter básico. Como o íon H^+ é sempre receptor do par eletrônico, a definição de Lewis também não contraria a de Bronsted-Lowry.

O grande diferencial da definição de Lewis é, de fato, não precisar da presença de H^+ na reação para que se possa classificar compostos como ácidos ou bases. Isso pode ser percebido por meio do seguinte exemplo:



A amônia, por ter o par eletrônico não ligante no nitrogênio, é fornecedora do par e, portanto, base de Lewis. O composto BF_3 é o receptor do par eletrônico compartilhado entre o nitrogênio e o boro, sendo, portanto, o ácido de Lewis. Nesse exemplo, o boro apresenta hibridação sp^2 no reagente (dada a sua geometria trigonal plana) e passa a ter hibridação sp^3 no aduto (dada a sua nova geometria tetraédrica).

Ácidos e bases de Lewis

Gilbert Newton Lewis foi um dos maiores químicos de toda a história. Fez muitos trabalhos em diferentes áreas, como na termodinâmica química e na separação de isótopos. Devido a seu estudo sobre separação de isótopos, ele conseguiu isolar, pela primeira vez, uma amostra de água pesada, que é a água formada pelo isótopo do hidrogênio de número de massa 2, chamado de deutério.

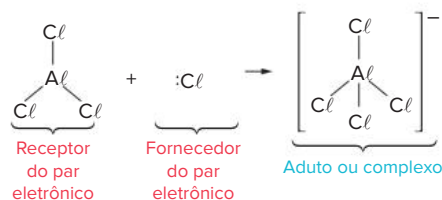
O trabalho mais famoso de Lewis foi feito em 1916 e trata das ligações químicas. O cientista introduziu a representação da camada de valência e o modelo de compartilhamento de pares eletrônicos. Foi nesse mesmo estudo que ele associou o fornecimento e a recepção do par eletrônico compartilhado com a ideia de bases e ácidos, ou seja, os dois estudos (ligações químicas covalentes e conceitos de ácidos e bases) estavam interligados, segundo Lewis. Porém, foi apenas em 1923, mesmo ano em que se publicou os conceitos de ácidos e bases de Bronsted e Lowry, que Gilbert Lewis publicou a sua definição de maneira mais categórica. Na época, costumava se referir às definições de Arrhenius e Bronsted-Lowry como presas à espécie H^+ , mencionando uma espécie de "obsessão pelo H^+ " Lewis foi indicado por 41 vezes ao prêmio Nobel de Química, mas nunca ganhou.



Fig. 5 Gilbert Lewis em seu laboratório.

UC Berkeley/Lawrence Berkeley National Laboratory

É nas reações orgânicas que a definição de Lewis mostra aplicabilidade. Um exemplo muito frequente de reação ácido-base de Lewis, que se utiliza em Química Orgânica, é quando o cloreto de alumínio, $AlCl_3$, é usado como catalisador em reações de substituição eletrofílica. Observe:



O cloreto de alumínio é receptor do par eletrônico compartilhado no aduto e, portanto, ácido de Lewis. O ânion cloreto é o fornecedor desse par eletrônico compartilhado, sendo, portanto, a base de Lewis. Em Química Orgânica, essa reação ácido-base de Lewis gera um radical eletrofílo.

Portanto, em termos de abrangência, as definições ácido-base podem ser esquematizadas da seguinte forma:

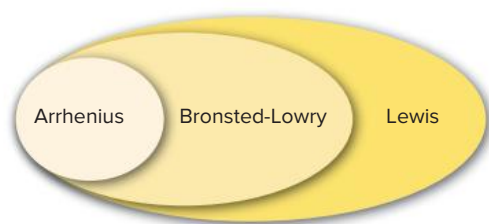


Fig. 6 Abrangência das teorias de ácidos e bases.

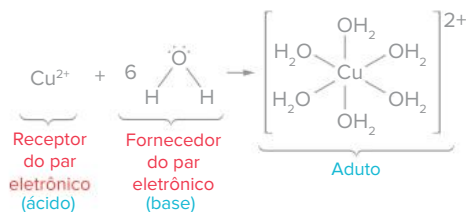
Exercício resolvido

10 Para os seguintes pares de espécies que reagem entre si, mostre o ácido de Lewis, a base de Lewis e o aduto.

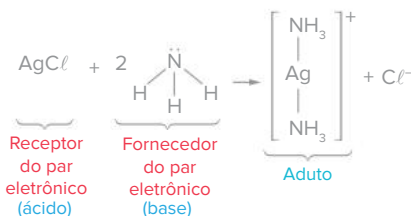
- Cu^{2+} e H_2O , formando $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$
- $AgCl$ e NH_3 , formando $[Ag(NH_3)_2]^+$ e Cl^-

Resolução:

a) As espécies deste item podem ser classificadas:



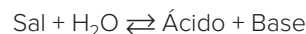
b) As espécies deste item podem ser classificadas:



Portanto, pode-se concluir que cátions metálicos, na formação de íons complexos, agem como ácidos de Lewis.

Hidrólise de sais

Conforme vimos, a reação entre um ácido e uma base é chamada de neutralização, já que ácido e base anulam-se mutuamente pela reação de formação da água, que tem constante de equilíbrio igual a 10^{-14} . Como consequência, muitos imaginam que sais têm, portanto, caráter neutro. Entretanto, a experiência mostra que a adição de muitos sais à água altera o pH da água neutra. Isso ocorre porque esses sais contribuem para a quebra da água e essa quebra vai além do processo de autoionização, que foi explicado no início deste capítulo. Observe a equação a seguir.



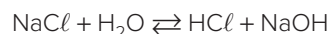
Essa equação, que mostra a quebra da água por intervenção de um sal nela dissolvido, representa um tipo muito importante de reação, chamada hidrólise de sais. Para construirmos um modelo de estudo que seja fiel ao que ocorre experimentalmente, devemos diferenciar fatores importantes daqueles não tão relevantes. Assim, precisamos adotar determinadas hipóteses simplificadoras:

- sais solúveis em água sofrem dissociação total. Para saber a solubilidade dos sais em água, recomenda-se relembrar a tabela de solubilidade dos sais em água;
- a ionização da água perante a dissociação dos sais é desprezível;
- ácidos e bases fracos têm ionização desprezível, se comparada à de ácidos e bases fortes. Recomenda-se recordar força de ácidos e bases.

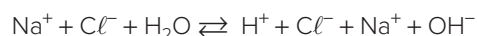
Portanto, tem-se quatro possibilidades de hidrólise de sais:

a) Hidrólise de sal de ácido e base fortes

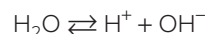
Como exemplo de um sal desse tipo, temos $NaCl$. Logo:



Aplicando as hipóteses simplificadoras, temos:

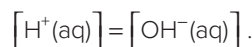


Simplificando tudo o que está nos dois membros da equação e que, portanto, não sofre nenhum tipo de transformação, sobra:



Como se vê, o sal não contribui em nada para a quebra da água, que está, simplesmente, se autoionizando. Portanto:

- não há hidrólise, tem-se apenas a autoionização da água;
- o meio final é neutro. Na autoionização da água,



- $K_h = K_w$

Como a hidrólise de sais é mais um equilíbrio iônico, pode-se definir K_h como constante de hidrólise. Nesse caso, não há diferença para a constante do equilíbrio iônico da água.

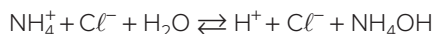
b) Hidrólise de sal de ácido forte e base fraca

Como exemplo de um sal desse tipo, temos NH_4Cl .

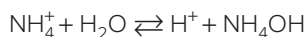
Logo:



Aplicando as hipóteses simplificadoras, temos:



Simplificando tudo o que está presente nos dois membros da equação, sobra:



Disso, podemos concluir que:

- há hidrólise motivada pelo íon derivado do eletrólito fraco (NH_4^+). Aqui, além da autoionização da água, ocorre quebra da água por intervenção dos íons amônio.
- O meio final é ácido. A causa é a liberação de íons $\text{H}^+(\text{aq})$ na reação de hidrólise. Com isso, $[\text{H}^+(\text{aq})] > [\text{OH}^-(\text{aq})]$. Assim, já é possível concluir que, quando ocorre hidrólise de um cátion, o meio final será ácido.

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Como em qualquer equilíbrio iônico, temos:

$$K_h = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4^+]} \therefore K_h = \frac{\frac{1}{K_b} [\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} \cdot \frac{K_w}{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]} \therefore K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

c) Hidrólise de sal de ácido fraco e base forte

Como exemplo de um sal desse tipo, temos NaCN .

Logo:



Aplicando as hipóteses simplificadoras, temos:



Simplificando tudo o que está nos dois membros da equação e que, portanto, não sofre nenhum tipo de transformação, sobra:



Disso, podemos concluir que:

- há hidrólise motivada pelo íon derivado do eletrólito fraco (CN^-). Aqui, além da autoionização da água, ocorre quebra da água por intervenção dos íons cianeto;
- o meio final é básico. Por causa da reação de hidrólise, ocorre liberação de $\text{OH}^-(\text{aq})$. Com isso, $[\text{H}^+(\text{aq})] < [\text{OH}^-(\text{aq})]$. Assim, já é possível concluir que, quando ocorre hidrólise de um ânion, o meio final será básico.

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Temos:

$$K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} \therefore K_h = \frac{\frac{1}{K_a} [\text{HCN}]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+]} \cdot \frac{K_w}{[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]} \therefore K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

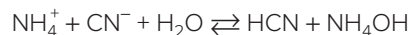
d) Hidrólise de sal de ácido e base fracos

Como exemplo de um sal desse tipo, temos NH_4CN .

Logo:



Aplicando as hipóteses simplificadoras, temos:



Como se vê, não há nenhuma espécie química que se repete em ambos os membros da equação e, portanto, não há o que simplificar. Assim, a equação anterior já representa a hidrólise do sal.

Dessa maneira, podemos concluir que:

- há hidrólise motivada pelos íons derivados dos eletrólitos fracos (NH_4^+ e CN^-). Aqui, além da autoionização da água, ocorre quebra da água por intervenção dos íons amônio e também cianeto;
- o meio final tende a ser neutro. Por causa dessa reação de hidrólise, são liberados íons $\text{H}^+(\text{aq})$ e $\text{OH}^-(\text{aq})$ em concentrações que são capazes de provocar alterações no pH. Já que tanto o ácido quanto a base são fracos, a tendência natural é que $\text{H}^+(\text{aq})$ e $\text{OH}^-(\text{aq})$ se neutralizem, formando água. Se a força do ácido e a força da base forem idênticas, ou seja, se $K_a = K_b$, o meio será verdadeiramente neutro. Porém, mesmo que os dois sejam eletrólitos fracos, se um deles for mais forte do que o outro, predominará o caráter do mais forte. Assim, se o ácido for mais forte do que a base, a hidrólise predominante será a do cátion da base. Com isso, serão liberados mais íons $\text{H}^+(\text{aq})$ do que $\text{OH}^-(\text{aq})$. Portanto, o meio ficará levemente ácido. O termo “levemente” deve ser levado em consideração, uma vez que não existe grande diferença de forças entre ácido e base, afinal, os dois são fracos. Se a base for mais forte do que o ácido, a hidrólise predominante será a do ânion do ácido. Com isso, serão liberados mais íons $\text{OH}^-(\text{aq})$ do que $\text{H}^+(\text{aq})$. Portanto, o meio ficará levemente básico.

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

A constante de hidrólise é dada por:

$$K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]} \therefore K_h = \frac{\frac{1}{K_a} [\text{HCN}] \cdot \frac{1}{K_b} [\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} \cdot K_w \therefore K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

Após o estudo dos quatro tipos possíveis de hidrólise de sais, podemos concluir que:

- **somente o íon derivado do eletrólito fraco hidrolisa;**
- **sempre predominará o caráter do mais forte;**

$$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{fraco}}}$$

Essas conclusões são fundamentais para a resolução de problemas de hidrólise de sais. Os problemas qualitativos dessa natureza costumam perguntar sobre a equação que representa a hidrólise e se o meio fica ácido ou básico. Já os quantitativos costumam perguntar sobre o pH da solução depois do acréscimo de um determinado sal à água. Portanto, atenção aos exercícios a seguir

Exercícios resolvidos

11 Escreva as equações das reações de hidrólise dos seguintes sais:

- a) KBr d) NH_4I g) $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$
 b) Na_2CO_3 e) NH_4ClO
 c) NaHCO_3 f) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

Resolução:

- a) Não há hidrólise, pois cátion e ânion derivam de eletrólitos fortes.
 b) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$, já que o cátion não hidrolisa.
 c) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$, já que o cátion não hidrolisa.
 d) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$, já que o ânion não hidrolisa.
 e) $\text{NH}_4^+ + \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{NH}_4\text{OH}$, já que os dois íons sofrem hidrólise, pois derivam de eletrólitos fracos.
 f) $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+$, já que o ânion não hidrolisa. Nesse caso, a hidrólise não se dá pela formação de base fraca, mas pela formação do precipitado constituído pela base.
 g) $\text{Al}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}^+$, já que o ânion não hidrolisa. Nesse caso, assim como o anterior, a hidrólise não se dá pela formação de base fraca, mas pela formação do precipitado constituído pela base. Perceba que, em todas as hidrólises nas quais ocorre liberação de H^+ , o meio fica ácido; e em todas as hidrólises nas quais ocorre liberação de OH^- , o meio fica básico.

12 Qual o pH de uma solução aquosa 0,01 mol/L de acetato de sódio?

▶ Dado: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Resolução:

No sal acetato de sódio, de fórmula CH_3COONa , somente o ânion hidrolisa. Portanto:



Para se determinar o valor do pH, deve-se fazer a tabela do equilíbrio, como mostrado a seguir, com valores em mol/L.

	CH_3COO^-	$+$	H_2O	\rightleftharpoons	CH_3COOH	$+$	OH^-
Início:	0,01				0		0
Reagiu:	-x				+x		+x
Equilíbrio:	0,01 - x				x		x

Para essa hidrólise, $K_h = \frac{K_w}{K_a} \therefore K_h = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} \therefore$

$$K_h = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{Mas: } K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \therefore$$

$$5,56 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{0,01 - x}$$

Como a constante de equilíbrio é muito pequena, então $0,01 - x \approx 0,01$.

$$\text{Logo: } x^2 = 5,56 \cdot 10^{-12} \therefore x = 2,36 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{Portanto: } [\text{OH}^-(\text{aq})] = 2,36 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{Como: } \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-(\text{aq})] \therefore$$

$$\text{pOH} = -\log 2,36 \cdot 10^{-6} \therefore \text{pOH} = 5,63$$

$$\text{Mas: } \text{pH} + \text{pOH} = 14 \therefore \text{pH} + 5,63 = 14 \therefore \text{pH} = 8,37$$

Perceba que o pH final é básico, o que já deveria ser esperado. Isso ocorre porque o sal é proveniente de ácido fraco e base forte.

13 Qual o pH de uma solução aquosa de 0,002 mol/L de nitrato de amônio?

Dado: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Resolução:

No sal nitrato de amônio, de fórmula NH_4NO_3 , somente o cátion hidrolisa. Portanto:



Para se determinar o valor do pH, fazemos a tabela do equilíbrio, com valores em mol/L.

	NH_4^+	$+$	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4OH	$+$	H^+
Início	0,002				0		0
Reagiu:	-x				+x		+x
Equilíbrio:	0,002 - x				x		x

Para essa hidrólise, $K_h = \frac{K_w}{K_b} \therefore K_h = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} \therefore$

$$K_h = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{Mas: } K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \therefore$$

$$5,56 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{0,002 - x}$$

Como a constante de equilíbrio é muito pequena, então:

$$0,002 \quad x \approx 0,002$$

$$\text{Logo: } x^2 = 1,11 \cdot 10^{-12} \therefore$$

$$x = 1,05 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{Portanto: } [\text{H}^+(\text{aq})] = 1,05 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{Como: } \text{pH} = -\log[\text{H}^+(\text{aq})] \therefore$$

$$\text{pH} = \log 1,05 \cdot 10^{-6} \quad \text{pH} \approx 6$$

Perceba que o pH final é ácido, o que já deveria ser esperado. Isso ocorre porque o sal é proveniente de ácido forte e base fraca.

- 14** Qual o pH de uma solução aquosa de 0,05 mol/L de cianeto de amônio?

Dados: $K_a = 6,2 \cdot 10^{-10}$ e $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Resolução:

No sal cianeto de amônio, de fórmula NH_4CN , cátion e ânion hidrolisam. Portanto:



Para se determinar o valor do pH, novamente fazemos a tabela do equilíbrio, com valores em mol/L.

	NH_4^+	+	CN^-	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4OH	+	HCN
Início	0,05		0,05				0		0
Reagiu:	$-0,05 \cdot \alpha$		$-0,05 \cdot \alpha$				$+0,05 \cdot \alpha$		$+0,05 \cdot \alpha$
Equilíbrio:	$0,05 \cdot (1 - \alpha)$		$0,05 \cdot (1 - \alpha)$				$0,05 \cdot \alpha$		$0,05 \cdot \alpha$

Para essa hidrólise, $K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$

$$K_h = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-10} \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} \therefore K_h = 0,9$$

$$\text{Mas: } K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}$$

$$0,9 = \frac{(0,05 \cdot \alpha) \cdot (0,05 \cdot \alpha)}{[0,05 \cdot (1 - \alpha)] \cdot [0,05 \cdot (1 - \alpha)]}$$

$$0,9 = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)^2} \therefore \frac{\alpha}{1 - \alpha} = 0,95 \therefore \alpha = 0,49$$

$$\text{Logo: } [\text{NH}_4^+] = [\text{CN}^-] = 0,05 \cdot (1 - \alpha) = 0,05 \cdot (1 - 0,49)$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{CN}^-] = 2,57 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = [\text{HCN}] = 0,05 \cdot \alpha = 0,05 \cdot 0,49$$

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = [\text{HCN}] = 2,45 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Tomando somente a hidrólise do cátion, temos:



Para esse fenômeno, como já vimos, $K_h = \frac{K_w}{K_b} \therefore$

$$K_h = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} \therefore K_h = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{Mas: } K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \therefore$$

$$5,56 \cdot 10^{-10} = \frac{2,45 \cdot 10^{-2} \cdot [\text{H}^+]}{2,57 \cdot 10^{-2}} \therefore [\text{H}^+] = 5,83 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{Como: } \text{pH} = \log[\text{H}^+(\text{aq})]$$

$$\text{pH} = -\log 5,83 \cdot 10^{-10} \therefore \text{pH} = 9,23$$

Também é possível calcular o pH dessa solução partindo da hidrólise do ânion, apenas. De fato:



Para esse fenômeno, $K_h = \frac{K_w}{K_a}$

$$K_h = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-10}} \therefore K_h = 1,61 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{Mas: } K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

$$1,61 \cdot 10^{-5} = \frac{2,45 \cdot 10^{-2} \cdot [\text{OH}^-]}{2,57 \cdot 10^{-2}}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,69 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

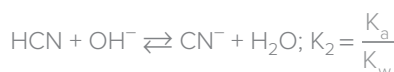
$$\text{Como: } \text{pOH} = \log[\text{OH}^-(\text{aq})]$$

$$\text{pOH} = -\log 1,69 \cdot 10^{-5} \therefore \text{pOH} = 4,77$$

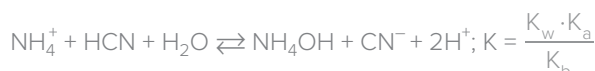
$$\text{Mas: } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} + 4,77 = 14 \therefore \text{pH} = 9,23$$

Como se vê, o pH pode ser determinado tanto por um caminho quanto por outro; a resposta é a mesma. Existe ainda, para esse tipo de problema, um atalho bastante interessante:



Somando as três equações, temos:



$$\text{Nesse caso, } K = \frac{K_w \cdot K_a}{K_b} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+]^2}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{HCN}]}$$

Como no equilíbrio $[\text{NH}_4^+] = [\text{CN}^-]$ e

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = [\text{HCN}]$$

$$\text{então: } \frac{K_w \cdot K_a}{K_b} = [\text{H}^+]^2 \therefore [\text{H}^+]^2 = \frac{10^{-14} \cdot 6,2 \cdot 10^{-10}}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

$$[\text{H}^+] = 5,87 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L.}$$

$$\text{Como: } \text{pH} = -\log[\text{H}^+(\text{aq})]$$

$$\text{pH} = -\log 5,87 \cdot 10^{-10} \therefore \text{pH} = 9,23.$$

Perceba que o pH final é básico, o que já deveria ser esperado. Isso ocorre porque sempre predominará o caráter do mais forte.

Atenção: esse atalho $\left([\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_a}{K_b}}\right)$ só pode ser

usado quando as concentrações de cátions e ânions provenientes do sal forem iguais.

Equilíbrios heterogêneos

No capítulo em que estudamos as soluções, foi feita uma classificação baseada no coeficiente de solubilidade de um soluto em um determinado solvente. Lá, as soluções poderiam ser classificadas em insaturadas, saturadas ou supersaturadas. Observe o esquema.

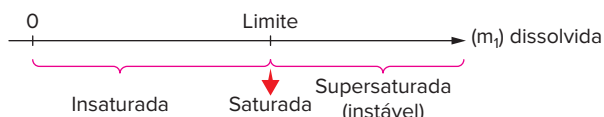


Fig 7 Esquema da classificação de soluções quanto à proporção entre soluto e solvente, a uma determinada temperatura

As soluções insaturadas são aquelas que dissolvem menos soluto do que seriam capazes naquelas condições. Portanto, o rendimento da dissolução é de 100%; assim, a solução insaturada não constitui um sistema em equilíbrio.

As soluções supersaturadas são aquelas que dissolvem mais soluto do que realmente suportariam dissolver em condições de estabilidade. Qualquer perturbação pode desestabilizar sistemas desse tipo, fazendo com que todo o soluto dissolvido além do coeficiente de solubilidade precipite na forma de corpo de chão ou corpo de fundo, constituindo uma heterogeneidade do sistema. Nesse caso, não se trata de um sistema em equilíbrio, já que se encontra na iminência de um fenômeno irreversível (precipitação).

As soluções saturadas são aquelas que dissolvem a quantidade máxima de soluto que a natureza permite dissolver em determinada condição. Nesse caso, o rendimento de dissolução ainda é de 100%; logo, esse tipo de sistema não se encontra em equilíbrio. Para que se caracterize o equilíbrio, os processos de dissolução e precipitação devem

ocorrer nas mesmas velocidades. Para tanto, basta o acréscimo de uma pequena porção do soluto a fim de que se forme corpo de fundo. Assim, pode-se concluir que uma solução saturada é um sistema não equilibrado na iminência do equilíbrio, enquanto um sistema saturado com corpo de fundo é um **equilíbrio heterogêneo**, já que se apresenta em duas fases com uma superfície de contato entre elas. Esse tipo de equilíbrio tem as seguintes características:

- o equilíbrio heterogêneo é dinâmico, pois os processos direto e inverso (dissolução e precipitação) continuarão a ocorrer mesmo após o estabelecimento do equilíbrio, mas com as mesmas velocidades. Suponha que uma solução aquosa esteja saturada de CaSO_4 , e que os átomos de oxigênio dessa amostra dissolvida sejam de oxigênio-16. Se, a essa solução, acrescenta-se $\text{CaSO}_4(\text{s})$, marcado com oxigênio-18, inicialmente o soluto vai para o fundo do recipiente, formando a heterogeneidade do sistema, constituindo uma fase sólida. Como o equilíbrio é dinâmico, ao longo de um intervalo de tempo suficientemente grande, o isótopo do oxigênio-18 poderá ser encontrado nas duas fases. Nesse caso, já em regime permanente, a porcentagem de oxigênio-18 em relação ao total de oxigênios de cada fase será a mesma na solução saturada e no corpo de fundo. O mesmo acontecerá com o oxigênio-16.
- Assim como não faz sentido calcularmos a constante de equilíbrio iônico para eletrólitos fortes, também não faz sentido calcularmos a constante de equilíbrio heterogêneo para compostos bastante solúveis em água. No caso de eletrólitos fortes, quando adicionados em água, a tendência, em casos normais, é que a ionização seja de 100%; portanto, o sistema não entra em equilíbrio. Da mesma forma, quando o composto é bastante solúvel em água, a tendência, em casos normais, é que haja água suficiente para dissolver todo o soluto. Nesse caso, teremos uma solução insaturada e o sistema não estará em equilíbrio. Logo, assim como a constante de equilíbrio iônico só faz sentido para eletrólitos fracos (em que a concentração de íons em solução é muito pequena), a constante de equilíbrio heterogêneo só faz sentido para compostos praticamente insolúveis em água (em que a concentração de íons em solução também é muito pequena).
- Os equilíbrios heterogêneos de compostos moleculares (como açúcares em água) já foram estudados no capítulo de “Soluções”. Nesse caso, o coeficiente de solubilidade é uma grandeza que resolve numérica e teoricamente o problema, já que há apenas uma espécie química dissolvida em solução, que é a mesma que constitui o corpo de fundo. Entretanto, em equilíbrios heterogêneos iônicos, haverá duas espécies em solução: o cátion e o ânion do eletrólito. E, nesse caso, pode haver a possibilidade de essas espécies não estarem em proporção estequiométrica. Portanto, o coeficiente de solubilidade já não se mostra adequado nesse caso, porque ele é definido para as situações em que os íons dissolvidos vêm **exclusivamente da dissolução do eletrólito em água**, ou seja, quando cátions e ânions estão em proporção estequiométrica.

Levando em consideração todas essas características, o equilíbrio iônico heterogêneo pode ser ilustrado como mostra a figura a seguir.

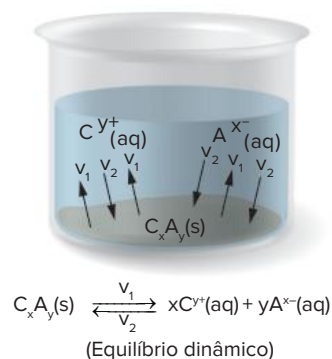


Fig. 8 Equilíbrio iônico heterogêneo.

Na ilustração anterior, tem-se um equilíbrio de um eletrólito genérico praticamente insolúvel em água. A equação que o representa é dada por:



em que C representa o cátion, A representa o ânion, x e y são índices. A constante desse equilíbrio segue a mesma dinâmica de todos os outros equilíbrios já estudados: é uma razão entre produtos e reagentes, mas sólidos têm atividade química que não interfere na constante. Portanto, definindo a constante desse equilíbrio como **produto de solubilidade**, e representando essa grandeza por K_{ps} , temos:

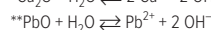
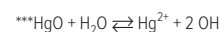
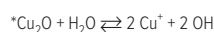
$$K_{ps} = [C^{y+}(aq)]^x \cdot [A^{x-}(aq)]^y$$

Essa constante, assim como todas as outras, só varia com a temperatura.

Composto	Fórmula	K_{ps}
Hidróxido de alumínio	$Al(OH)_3$	$3 \cdot 10^{-34}$
Carbonato de bário	$BaCO_3$	$5 \cdot 10^{-9}$
Hidróxido de bário	$Ba(OH)_2 \cdot 8 H_2O$	$3 \cdot 10^{-4}$
Fluoreto de bário	BaF_2	$1,7 \cdot 10^{-6}$
Sulfato de bário	$BaSO_4$	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Hidróxido de cádmio	$Cd(OH)_2$	$4,5 \cdot 10^{-15}$
Sulfeto de cádmio	CdS	$1 \cdot 10^{-27}$
Carbonato de cálcio	$CaCO_3$	$4,5 \cdot 10^{-9}$
Fluoreto de cálcio	CaF_2	$3,9 \cdot 10^{-11}$
Hidróxido de cálcio	$Ca(OH)_2$	$6,5 \cdot 10^{-6}$
Sulfato de cálcio	$CaSO_4$	$2,4 \cdot 10^{-5}$
Carbonato de cobalto (II)	$CoCO_3$	$1 \cdot 10^{-10}$
Hidróxido de cobalto (II)	$Co(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-15}$
Brometo de cobre (I)	$CuBr$	$5 \cdot 10^{-9}$
Cloreto de cobre (I)	$CuCl$	$1,9 \cdot 10^{-7}$

Composto	Fórmula	K_{ps}
Hidróxido de cobre (I)	Cu_2O^*	$2 \cdot 10^{-15}$
Iodeto de cobre (I)	CuI	$1 \cdot 10^{-12}$
Hidróxido de cobre (II)	$Cu(OH)_2$	$4,8 \cdot 10^{-20}$
Sulfeto de cobre (II)	CuS	$8 \cdot 10^{-37}$
Carbonato de ferro (II)	$FeCO_3$	$2,1 \cdot 10^{-11}$
Hidróxido de ferro (II)	$Fe(OH)_2$	$4,1 \cdot 10^{-15}$
Sulfeto de ferro (II)	FeS	$8 \cdot 10^{-19}$
Hidróxido de ferro (III)	$Fe(OH)_3$	$2 \cdot 10^{-39}$
Carbonato de chumbo	$PbCO_3$	$7,4 \cdot 10^{-14}$
Cloreto de chumbo	$PbCl_2$	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Fluoreto de chumbo	PbF_2	$3,7 \cdot 10^{-8}$
Hidróxido de chumbo	PbO^{**}	$8 \cdot 10^{-16}$
Iodeto de chumbo	PbI_2	$7,9 \cdot 10^{-9}$
Sulfato de chumbo	$PbSO_4$	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Sulfeto de chumbo	PbS	$3 \cdot 10^{-28}$
Carbonato de magnésio	$MgCO_3$	$3,5 \cdot 10^{-8}$
Hidróxido de magnésio	$Mg(OH)_2$	$7,1 \cdot 10^{-12}$
Hidróxido de manganês	$Mn(OH)_2$	$2 \cdot 10^{-13}$
Cloreto de mercúrio (I)	Hg_2Cl_2	$1,2 \cdot 10^{-18}$
Iodeto de mercúrio (I)	Hg_2I_2	$4,7 \cdot 10^{-29}$
Hidróxido de mercúrio (II)	HgO^{***}	$3,6 \cdot 10^{-26}$
Carbonato de níquel	$NiCO_3$	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Hidróxido de níquel	$Ni(OH)_2$	$6 \cdot 10^{-16}$
Sulfeto de níquel	NiS	$1,3 \cdot 10^{-25}$
Brometo de prata	$AgBr$	$5 \cdot 10^{-13}$
Carbonato de prata	Ag_2CO_3	$8,1 \cdot 10^{-12}$
Cloreto de prata	$AgCl$	$1,82 \cdot 10^{-10}$
Cianeto de prata	$AgCN$	$2,2 \cdot 10^{-16}$
Iodeto de prata	AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$
Sulfeto de prata	Ag_2S	$8 \cdot 10^{-51}$
Carbonato de estrôncio	$SrCO_3$	$9,3 \cdot 10^{-10}$
Fluoreto de estrôncio	SrF_2	$2,9 \cdot 10^{-9}$
Sulfato de estrôncio	$SrSO_4$	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Carbonato de zinco	$ZnCO_3$	$1 \cdot 10^{-10}$
Hidróxido de zinco	$Zn(OH)_2$	$3 \cdot 10^{-16}$
Sulfeto de zinco	ZnS	$3 \cdot 10^{-23}$

Tab. 3 Valores de K_{ps} para compostos em água em temperatura ambiente.



Fonte: <www.uff.br/gqaanaliseinstrumental/principal/const_acronimos/lv_Kps.pdf>. (Adapt.).

Os problemas de equilíbrios heterogêneos podem ser divididos em dois casos:

1º caso: Os íons dissolvidos são todos provenientes da dissolução do eletrólito que constitui o corpo de fundo. Nesse caso, estão em proporção estequiométrica.

2º caso: Os íons dissolvidos são provenientes de soluções distintas. Portanto, não se encontram, necessariamente, em proporção estequiométrica. A interação entre cátions e ânions provenientes de diferentes soluções pode resultar em precipitação de eletrólito.

Vamos analisar cada um dos dois casos separadamente.

1º caso: os íons dissolvidos são todos provenientes da dissolução do eletrólito

Seja C_s o coeficiente de solubilidade do eletrólito em água. Essa grandeza é fornecida em **gramas de soluto/100 gramas de água**, e esse valor pode ser convertido em **mols de soluto/L de solução**, passando a se chamar solubilidade, grandeza que deve ser representada pela letra **S**. Portanto, S é o número de mols do soluto que satura uma solução de 1 L. Logo, para íons dissolvidos em solução provenientes da dissolução de um eletrólito, pode-se relacionar a solubilidade S com o produto de solubilidade K_{ps} .

Exercícios resolvidos

15 Qual é o valor do produto de solubilidade K_{ps} em função da solubilidade S para os seguintes eletrólitos em solução aquosa com corpo de fundo?

- $BaSO_4$
- $Mg(OH)_2$
- $Al(OH)_3$
- $Pb_3(PO_4)_2$
- $Fe_4(P_2O_7)_3$

Resolução:

Para cada um dos itens, devemos levar em conta a proporção estequiométrica entre cátions e ânions.

a) Para o $BaSO_4$, temos:

	$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$		
Equilíbrio:		S	S

$$\text{Como } K_{ps} = [Ba^{2+}(aq)]^1 \cdot [SO_4^{2-}(aq)]^1 \\ \therefore K_{ps} = S \cdot S \cdot K_{ps} \cdot S^2$$

b) Para o $Mg(OH)_2$, temos:

	$Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$		
Equilíbrio:		S	2S

$$\text{Como } K_{ps} = [Mg^{2+}(aq)]^1 \cdot [OH^-(aq)]^2 \\ \therefore K_{ps} = S \cdot (2S)^2 \therefore K_{ps} = 4S^3$$

c) Para o $Al(OH)_3$, temos:

	$Al(OH)_3(s) \rightleftharpoons Al^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$		
Equilíbrio:		S	3S

$$\text{Como } K_{ps} = [Al^{3+}(aq)]^1 \cdot [OH^-(aq)]^3 \\ \therefore K_{ps} = S \cdot (3S)^3 \therefore K_{ps} = 27S^4$$

d) Para o $Pb_3(PO_4)_2$, temos:

	$Pb_3(PO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3Pb^{2+}(aq) + 2PO_4^{3-}(aq)$		
Equilíbrio:		3S	2S

$$\text{Como } K_{ps} = [Pb^{2+}(aq)]^3 \cdot [PO_4^{3-}(aq)]^2 \\ \therefore K_{ps} = (3S)^3 \cdot (2S)^2 \therefore K_{ps} = 108S^5$$

e) Para o $Fe_4(P_2O_7)_3$, temos:

	$Fe_4(P_2O_7)_3(s) \rightleftharpoons 4Fe^{3+}(aq) + 3P_2O_7^{4-}(aq)$		
Equilíbrio:		4S	3S

$$\text{Como } K_{ps} = [Fe^{3+}(aq)]^4 \cdot [P_2O_7^{4-}(aq)]^3 \\ \therefore K_{ps} = (4S)^4 \cdot (3S)^3 \therefore K_{ps} = 6912S^7$$

16 Para todos os casos do exemplo anterior, calcule a solubilidade S dos compostos em água.

Dados:

$$(K_{ps})_{BaSO_4} = 10^{-10} \\ (K_{ps})_{Mg(OH)_2} = 7 \cdot 10^{-12} \\ (K_{ps})_{Al(OH)_3} = 3 \cdot 10^{-34} \\ (K_{ps})_{Pb_3(PO_4)_2} = 3 \cdot 10^{-44} \\ (K_{ps})_{Fe_4(P_2O_7)_3} = 5 \cdot 10^{-13}$$

Resolução:

Para cada um dos itens, basta substituir o valor de K_{ps} na expressão que o relaciona com a solubilidade S.

a) Como $K_{ps} = S^2 \therefore 10^{-10} = S^2 \\ \therefore S_{BaSO_4} = 10^{-5} \text{ mol/L}$

b) Como $K_{ps} = 4S^3 \therefore 7 \cdot 10^{-12} = 4S^3 \\ \therefore S_{Mg(OH)_2} = 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

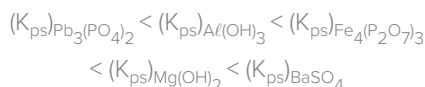
c) Como $K_{ps} = 27S^4 \therefore 3 \cdot 10^{-34} = 27S^4 \\ \therefore S_{Al(OH)_3} = 1,83 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$

d) Como $K_{ps} = 108S^5 \therefore 3 \cdot 10^{-44} = 108S^5 \\ \therefore S_{Pb_3(PO_4)_2} = 7,74 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$

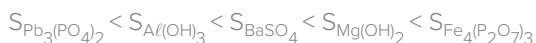
e) Como $K_{ps} = 6912S^7 \therefore 5 \cdot 10^{-13} = 6912S^7 \\ \therefore S_{Fe_4(P_2O_7)_3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Feitos os cálculos pedidos, deve-se salientar que o **composto de menor K_{ps} não é, necessariamente, o menos solúvel.**

Observe a ordem crescente de K_{ps} para os compostos:



Observe também a ordem crescente de solubilidade desses mesmos compostos:

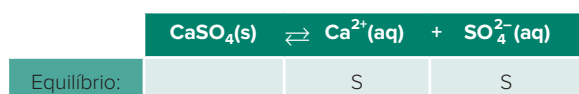


Perceba como um K_{ps} maior não garante uma solubilidade maior. Portanto, quando um problema fornecer o produto de solubilidade dos compostos químicos e pedir o de menor solubilidade em água, deve-se calcular a solubilidade S partindo do K_{ps} para cada uma das espécies.

- 17** Para o composto iônico $CaSO_4$, de produto de solubilidade $2,5 \cdot 10^{-5}$, calcule a solubilidade em água e também em solução aquosa de Na_2SO_4 , $0,25 \text{ mol/L}$. Discuta os resultados encontrados.

Resolução:

O equilíbrio iônico para o composto $CaSO_4$ é dado por:

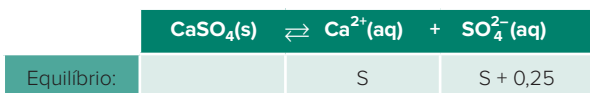


Portanto, $K_{ps} = S^2 \therefore 2,5 \cdot 10^{-5} = S^2 \therefore$

$S_{CaSO_4} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Entretanto, se a esse equilíbrio já estabelecido se adiciona íons $SO_4^{2-}(aq)$, de tal forma que sua concentração na solução seja de $0,25 \text{ mol/L}$ (sem levar em conta o $SO_4^{2-}(aq)$ da dissolução do sulfato de cálcio), evidentemente o equilíbrio seria deslocado para a esquerda, no sentido da precipitação do $CaSO_4$. Assim, percebe-se que a presença de íons sulfato (assim como de íons cálcio) diminui a solubilidade do sulfato de cálcio em relação à sua solubilidade em água pura.

De maneira formal, teríamos:



Portanto, $K_{ps} = S \cdot (S + 0,25) \therefore 2,5 \cdot 10^{-5} = S \cdot (S + 0,25)$.

Contudo, já sabendo que a solubilidade em água pura vale $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$, e que a nova solubilidade em solução aquosa de Na_2SO_4 é ainda menor, é fácil notar que $S + 0,25 \approx 0,25$, já que $0,25 \gg S$.

Assim, $K_{ps} = S \cdot (S + 0,25) \therefore 2,5 \cdot 10^{-5} \approx S \cdot 0,25 \therefore$

$$S \approx 10^{-4} \text{ mol/L}$$

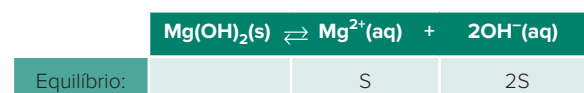
Logo, a presença prévia de íons formadores do eletrólito no estado sólido, em solução aquosa, diminui a solubilidade desse composto, pelo efeito do íon comum.

- 18** Qual é o valor do pH do leite de magnésia?

Dado: $K_{psMg(OH)_2} = 7 \cdot 10^{-12}$

Resolução:

O leite de magnésia é uma suspensão de hidróxido de magnésio em água, ou seja, é uma solução saturada de hidróxido de magnésio com o respectivo sólido, que se encontra disseminado no sistema por agitação. Os íons magnésio e hidróxido são provenientes da dissolução da base e, portanto, estão em proporção estequiométrica. Equacionando, tem-se:



$$\begin{aligned} \text{Como } K_{ps} &= [Mg^{2+}(aq)]^1 \cdot [OH^-(aq)]^2 \therefore \\ 7 \cdot 10^{-12} &= S \cdot (2S)^2 \therefore 7 \cdot 10^{-12} = 4S^3 \therefore \\ S &= 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Mas } [OH^-(aq)] &= 2S = 2 \cdot 1,2 \cdot 10^{-4} \therefore \\ [OH^-(aq)] &= 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Sabendo que } pOH &= -\log[OH^-] \therefore \\ pOH &= -\log 2,4 \cdot 10^{-4} \therefore pOH = 3,62 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Na temperatura ambiente, } pH + pOH &= 14 \therefore \\ pH + 3,62 &= 14 \therefore pH = 10,38 \end{aligned}$$

2º caso: os íons dissolvidos são provenientes de soluções distintas

Quando os íons que compõem um eletrólito provêm de soluções distintas, é muito provável que cátions e ânions não estejam em proporção estequiométrica. Portanto, um dos íons está em excesso em relação ao outro. Muito se diz sobre o fato de um reagente em excesso não aumentar a quantidade de produto formado, o que é verdade, mas não se deve esquecer que o aumento da concentração de um reagente aumenta a velocidade de precipitação. Assim, jamais se deve desprezar o efeito do excesso de um dos íons na precipitação de um soluto, já que o equilíbrio depende da relação entre as velocidades de dissolução e precipitação.

Portanto, se o cátion e o ânion ativos no processo de precipitação estiverem em soluções distintas, pode-se misturar essas soluções. Após a mistura, cátion e ânion terão concentrações molares $[C^{y+}(aq)]_{mistura}$ e $[A^{x-}(aq)]_{mistura}$, respectivamente.

Assim, pode-se definir Q_{ps} , que tem a mesma expressão do K_{ps} , mas as concentrações dos íons não são as da situação de equilíbrio.

$$Q_{ps} = [C^{y+}(aq)]_{mistura}^x \cdot [A^{x-}(aq)]_{mistura}^y$$

Se Q_{ps} $\left\{ \begin{array}{l} > K_{ps} \rightarrow \text{precipitação (equilíbrio entre} \\ & \text{sólido e solução saturada)} \\ = K_{ps} \rightarrow \text{solução saturada sem precipitação} \\ & \text{(iminência de equilíbrio)} \\ < K_{ps} \rightarrow \text{solução insaturada sem precipitação} \\ & \text{(não há equilíbrio)} \end{array} \right.$

Pode-se esquematizar essa mistura de soluções da seguinte forma:

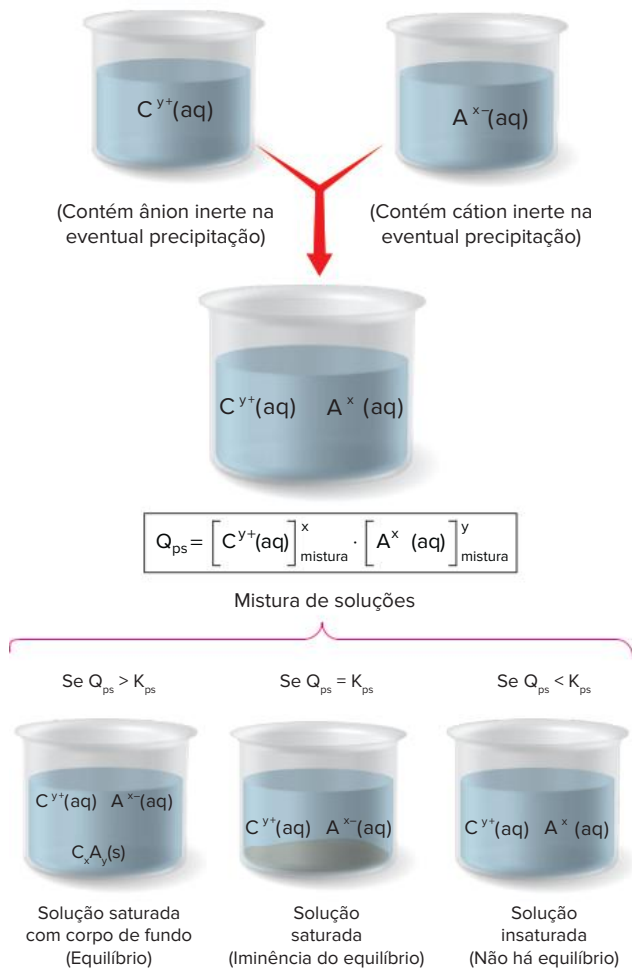


Fig. 9 Esquema da mistura de soluções em que uma delas contém o cátion, e a outra, o ânion. Pode haver precipitação.

Exercícios resolvidos

19 Uma solução aquosa contém íons fosfato em uma concentração de 10^{-6} mol/L. Qual deve ser a máxima concentração de íons plumboso para a qual não ocorre precipitação?

Dado: $K_{psPb_3(PO_4)_2} = 3 \cdot 10^{-44}$

Resolução:

Primeiramente, cátions e ânions não estão em proporção estequiométrica. Esse equilíbrio pode ser equacionado da seguinte forma:



Equilíbrio:		?	10^{-6} mol/L
-------------	--	---	-----------------

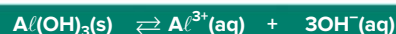
Como $K_{ps} = [Pb^{2+}(aq)]^3 \cdot [PO_4^{3-}(aq)]^2$
 $\therefore 3 \cdot 10^{-44} = [Pb^{2+}(aq)]^3 \cdot (10^{-6})^2$
 $\therefore [Pb^{2+}(aq)] = 3,11 \cdot 10^{-11}$ mol/L

20 Uma solução aquosa contém íons alumínio com concentração de 10^{-4} mol/L. Qual deve ser o menor valor de pH para o qual ocorre precipitação de hidróxido de alumínio?

Dado: $K_{psAl(OH)_3} = 3 \cdot 10^{-34}$

Resolução:

Esquematizando o equilíbrio do hidróxido de alumínio sólido e de seus íons em solução aquosa, temos:



Equilíbrio:		10^{-4} mol/L	?
-------------	--	-----------------	---

Aplicando a expressão do produto de solubilidade, temos:

$K_{ps} = [Al^{3+}(aq)]^1 \cdot [OH^-(aq)]^3$
 $\therefore 3 \cdot 10^{-34} = 10^{-4} \cdot [OH^-(aq)]^3$
 $\therefore [OH^-(aq)] = 1,44 \cdot 10^{-10}$ mol/L

Mas: $pOH = -\log[OH^-]$

$\therefore pOH = -\log 1,44 \cdot 10^{-10}$ $pOH = 9,84$

Na temperatura ambiente, $pH + pOH = 14$

$\therefore pH + 9,84 = 14 \therefore pH = 4,16$

21 50 mL de uma solução contendo $3 \cdot 10^{-5}$ mols de $BaCl_2$ por litro são misturados com 100 mL de uma solução contendo $4,5 \cdot 10^{-5}$ mols de Na_2SO_4 por litro. Qual o percentual, em mols de íons bário, que será precipitado?

Dado: $K_{psBaSO_4} = 1,25 \cdot 10^{-10}$

Resolução:

Os íons bário podem precipitar na forma de sulfato de bário, sal praticamente insolúvel em água. Proceda-se, primeiramente, calculando o número de mols do cátion e do ânion que podem precipitar.

$n_{Ba^{2+}} = \mathfrak{M} \cdot V(L) \therefore n_{Ba^{2+}} = 3 \cdot 10^{-5} \cdot 50 \cdot 10^{-3}$
 $\therefore n_{Ba^{2+}} = 1,5 \cdot 10^{-6}$ mols

$n_{SO_4^{2-}} = \mathfrak{M} \cdot V(L) \cdot n_{SO_4^{2-}} = 4,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1$
 $\therefore n_{SO_4^{2-}} = 4,5 \cdot 10^{-6}$ mols

O volume da solução final é 150 mL, ou 0,15 L. Portanto:

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{n_1}{V(L)} \therefore [\text{Ba}^{2+}] = \frac{1,5 \cdot 10^{-6}}{0,15}$$

$$\therefore [\text{Ba}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_1}{V(L)} \therefore [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{4,5 \cdot 10^{-6}}{0,15}$$

$$\therefore [\text{SO}_4^{2-}] = 3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Com isso:

$$Q_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \therefore Q_{ps} = 1 \cdot 10^{-5} \cdot 3 \cdot 10^{-5}$$

$$\therefore Q_{ps} = 3 \cdot 10^{-10} > K_{ps} = 1,25 \cdot 10^{-10}$$

Logo, ocorrerá precipitação de sulfato de bário. Deve-se analisar a porcentagem de bário que precipita, portanto, para a tabela em mol/L:

	$\text{BaSO}_4(\text{s})$	\rightleftharpoons	$\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$	+	$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
Início:			$1 \cdot 10^{-5}$		$3 \cdot 10^{-5}$
Reagiu:			-x		-x
Equilíbrio:			$1 \cdot 10^{-5} - x$		$3 \cdot 10^{-5} - x$

Aplicando o produto de solubilidade:

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$\therefore 1,25 \cdot 10^{-10} = (1 \cdot 10^{-5} - x) \cdot (3 \cdot 10^{-5} - x)$$

$$\therefore x^2 - 4 \cdot 10^{-5}x + 1,75 \cdot 10^{-10} = 0$$

Para essa equação do 2º grau, tem-se duas raízes. Uma delas vale $3,5 \cdot 10^{-5}$ (não convém, já que a quantidade que deveria precipitar supera o que existe inicialmente), enquanto a outra vale $0,5 \cdot 10^{-5}$ (convém). Como o que precipita é $0,5 \cdot 10^{-5}$ mol/L e o que se tem no início é $1 \cdot 10^{-5}$ mol/L, então a porcentagem inicial de íons bário que precipitam é de 50%.

- 22** Uma solução aquosa de $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ tem concentração $2 \cdot 10^{-9}$ mol/L. A 5 L dessa solução se adiciona, gota a gota, solução aquosa de NaI , de concentração $1 \cdot 10^{-5}$ mol/L. A partir de qual gota se verifica precipitação? Dado: $K_{ps\text{HgI}_2} = 1,8 \cdot 10^{-28}$ e volume de uma gota = 0,05 mL.

Resolução:

Quando se gotejam x gotas da solução de NaI na solução de $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, o soluto iodeto de sódio sofre diluição, que pode ser calculada por:

$$m \cdot V = m' \cdot V' \therefore 1 \cdot 10^{-5} \cdot 0,05 \cdot x = [I^-] \cdot 5000$$

$$\therefore [I^-] = 10^{-10} \cdot x \text{ mol/L}$$

Note como a solução de 5 L não sofrerá alteração significativa de volume com o acréscimo de algumas gotas. Além disso, a adição dessas gotas não dilui de maneira significativa os íons mercúrio. Portanto:

Em mol/L	$\text{HgI}_2(\text{s})$	\rightleftharpoons	$\text{Hg}^{2+}(\text{aq})$	+	$2\text{I}^-(\text{aq})$
Equilíbrio:			$2 \cdot 10^{-9}$		$10^{-10} \cdot x$

Aplicando o produto de solubilidade, obtemos:

$$K_{ps\text{HgI}_2} = [\text{Hg}^{2+}(\text{aq})] \cdot [\text{I}^-(\text{aq})]^2$$

$$\therefore 1,8 \cdot 10^{-28} = 2 \cdot 10^{-9} \cdot (10^{-10} \cdot x)^2$$

$$\therefore 9 \cdot 10^{-20} = 10^{-20} \cdot x^2 \therefore x = 3 \text{ gotas.}$$

Portanto, na terceira gota, a solução satura em HgI_2 e, a partir da quarta gota, se verifica a precipitação.

- 23** A uma solução com concentração 1 mol/L de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ e volume 4 L, adiciona-se uma solução que contém 0,5 mol de Na_2CO_3 e 0,5 mol de Na_2SO_4 , e volume 6 L. Determine a molaridade dos íons Ca^{2+} , CO_3^{2-} e SO_4^{2-} quando se está em equilíbrio químico, sabendo que as constantes do produto de solubilidade para o CaCO_3 e para o CaSO_4 são, respectivamente, $5 \cdot 10^{-9}$ e $2,5 \cdot 10^{-5}$.

Resolução:

Este é um problema que exige bastante atenção, já que envolve a precipitação de dois compostos iônicos com um íon comum. Há duas maneiras de se resolver:

Abordagem 1:

Primeiramente, deve-se calcular as concentrações iniciais dos íons logo após a mistura das soluções, que tem volume final de 10 L:

$$n_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = m \cdot V(L) \therefore n_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 1 \cdot 4$$

$$\therefore n_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 4 \text{ mols}$$

$$[\text{Ca}^{2+}]_0 = \frac{n_1}{V(L)} \therefore [\text{Ca}^{2+}]_0 = \frac{4}{10}$$

$$\therefore [\text{Ca}^{2+}]_0 = 0,4 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+]_0 = \frac{n_1}{V(L)} \therefore [\text{Na}^+]_0 = \frac{0,5 \cdot 2 + 0,5 \cdot 2}{10}$$

$$\therefore [\text{Na}^+]_0 = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}_3^-]_0 = \frac{n_1}{V(L)} \therefore [\text{NO}_3^-]_0 = \frac{4 \cdot 2}{10}$$

$$\therefore [\text{NO}_3^-]_0 = 0,8 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}]_0 = \frac{n_1}{V(L)} \therefore [\text{CO}_3^{2-}]_0 = \frac{0,5}{10}$$

$$\therefore [\text{CO}_3^{2-}]_0 = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}]_0 = \frac{n_1}{V(L)} \therefore [\text{SO}_4^{2-}]_0 = \frac{0,5}{10}$$

$$\therefore [\text{SO}_4^{2-}]_0 = 0,05 \text{ mol/L}$$

Com base nas concentrações iniciais, deve-se supor uma precipitação de x mol/L de CaCO_3 e y mol/L de CaSO_4 . Fazendo a tabela de equilíbrios para os dois compostos, com valores em mol/L, tem-se:

	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$\text{CaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
Início:	0,4 0,05	0,4 0,05
Reagiu:	$-x - y$ $-x$	$-x - y$ $-y$
Equilíbrio:	$0,4 - x - y$ $0,05 - x$	$0,4 - x - y$ $0,05 - y$

Aplicando-se o produto de solubilidade nos dois casos, obtém-se:

$$K_{\text{psCaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}(\text{aq})] \cdot [\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})]$$

$$\therefore 5 \cdot 10^{-9} = (0,4 - x - y) \cdot (0,05 - x) \quad (\text{I})$$

$$K_{\text{psCaSO}_4} = [\text{Ca}^{2+}(\text{aq})] \cdot [\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})]$$

$$\therefore 2,5 \cdot 10^{-5} = (0,4 - x - y) \cdot (0,05 - y) \quad (\text{II})$$

Resolvendo-se o sistema com duas equações e duas incógnitas, tem-se:

$$[\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})] = 0,05 - x \approx 1,67 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})] = 0,05 - y \approx 8,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ca}^{2+}(\text{aq})] = 0,4 - x - y \approx 0,3 \text{ mol/L}$$

Abordagem 2:

Fazendo-se as tabelas de equilíbrio, somente para a condição final, tem-se:

	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$\text{CaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
Equilíbrio:	a b	a c

Aplicando-se o produto de solubilidade nos dois casos, obtém-se:

$$K_{\text{psCaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}(\text{aq})] \cdot [\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})] \therefore 5 \cdot 10^{-9} = a \cdot b \quad (\text{I})$$

$$K_{\text{psCaSO}_4} = [\text{Ca}^{2+}(\text{aq})] \cdot [\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})] \therefore 2,5 \cdot 10^{-5} = a \cdot c \quad (\text{II})$$

Nesse caso, tem-se apenas duas equações para três incógnitas. A terceira equação vem do equilíbrio de cargas em solução, já que a concentração das cargas positivas deve ser a mesma das cargas negativas, a fim de garantir a neutralidade eletrolítica do sistema.

$$[\text{cargas } +] = [\text{cargas } -]$$

$$2 \cdot \underbrace{[\text{Ca}^{2+}(\text{aq})]}_{2a} + 1 \cdot \underbrace{[\text{Na}^+(\text{aq})]}_{0,2} =$$

$$= 2 \cdot \underbrace{[\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})]}_{2b} + 2 \cdot \underbrace{[\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})]}_{2c} + 1 \cdot \underbrace{[\text{NO}_3^-(\text{aq})]}_{0,8}$$

$$\therefore a - b - c = 0,3 \quad (\text{III})$$

Resolvendo-se o sistema de três equações e três incógnitas, tem-se:

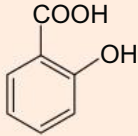
$$[\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})] = b \approx 1,67 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})] = c \approx 8,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ca}^{2+}(\text{aq})] = a \approx 0,3 \text{ mol/L}$$

Revisando

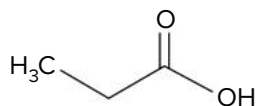
1 Unicid 2016 Procurando informações toda sobre o ácido salicílico, um grupo de estudantes encontrou os seguintes dados:

Fórmula estrutural	K_a a 25 °C
	$1,07 \cdot 10^{-3}$
	$1,8 \cdot 10^{-14}$

(Arthur E. Martell e Robert M. Smith. *Critical Stability Constants*, 1976.)

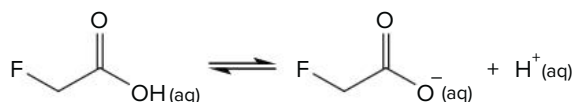
- Utilize fórmulas e equações químicas para explicar o significado dos valores de K_a anotados na tabela.
- Sabendo que a concentração de íons $[H^+]$ em uma solução aquosa de ácido salicílico foi determinada igual a $1 \cdot 10^{-3}$ mol/L, calcule o pH dessa solução, a 25 °C.

2 UFTM 2012 O ácido propanoico é um dos ácidos empregados na indústria de alimentos para evitar o amarelecimento de massas de pães e biscoitos. Este ácido tem constante de ionização a 25 °C, aproximadamente $1 \cdot 10^{-5}$, e sua fórmula estrutural está representada na figura.



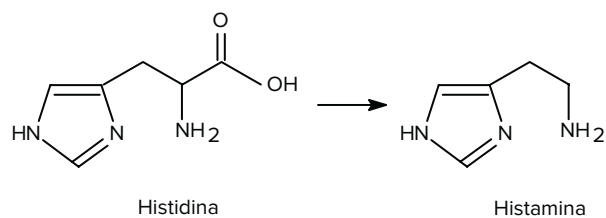
- Escreva a fórmula estrutural do produto de reação do ácido propanoico com o etanol. Identifique o grupo funcional presente no produto da reação.
- Qual é o pH de uma solução aquosa de ácido propanoico 0,1 mol/L, a 25 °C? Apresente os cálculos efetuados.

3 Uerj 2014 A ionização do ácido fluoretanoico é representada pela seguinte equação química:



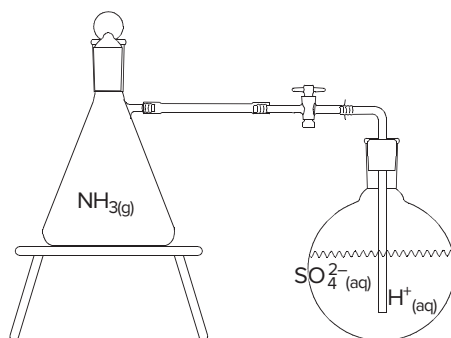
Considere uma solução aquosa com concentração desse ácido igual a $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e grau de ionização de 20%. Calcule o pH desta solução e a constante de equilíbrio da reação de ionização.

- 4 UFG A histidina, um aminoácido, é utilizada pelo organismo para a síntese da histamina, por meio de uma reação de descarboxilação.



- a) Explique qual das duas substâncias é mais solúvel em água.
b) Explique, de acordo com a teoria de Bronsted-Lowry, por que a histidina apresenta caráter anfótero em meio aquoso, enquanto seu derivado, a histamina, não.

- 5 UFG 2012 O sulfato de amônio é um composto muito utilizado como fertilizante. Uma das maneiras de produzi-lo é por meio da reação entre ácido sulfúrico e amônia, conforme o esquema a seguir:



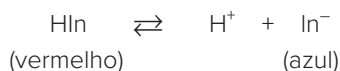
Considerando-se o exposto,

- a) escreva a equação da reação que ocorre no balão, após a abertura da torneira, representando produtos e reagentes em fase aquosa;
b) escreva o par ácido-base conjugado presente na reação

6 Unesp Leia o seguinte trecho de um diálogo entre Dona Benta e seus netos, extraído de um dos memoráveis livros de Monteiro Lobato, "Serões de Dona Benta":

- "– ... Toda matéria ácida tem a propriedade de tornar vermelho o papel de tornassol.
– ... A matéria básica não tem gosto ácido e nunca faz o papel de tornassol ficar vermelho...
– E os sais?
– Os sais são o produto da combinação dum ácido com uma base. ...
– E de que cor os sais deixam o tornassol?
– Sempre da mesma cor. Não têm nenhum efeito sobre ele. ..."

a) Explique como o papel de tornassol fica vermelho em meio ácido, sabendo que o equilíbrio para o indicador impregnado no papel pode ser representado como:



b) Identifique uma parte do diálogo em que há um conceito químico errado. Justifique sua resposta.

7 UFC Dadas três soluções aquosas a 25 °C: NaCl (solução I), NaF (solução II) e NH₄Cl (solução III).

- a) Apresente a ordem crescente de acidez para estas três soluções.
b) Justifique sua resposta para o item a através do uso de equações químicas.

8 Unesp Numa estação de tratamento de água, uma das etapas do processo tem por finalidade remover parte do material em suspensão e pode ser descrita como adição de sulfato de alumínio e de cal, seguida de repouso para a decantação.

- a) Quando o sulfato de alumínio – Al₂(SO₄)₃ – é dissolvido em água, forma-se um precipitado branco gelatinoso, constituído por hidróxido de alumínio. Escreva a equação balanceada que representa esta reação.
b) Por que é adicionada cal – CaO – neste processo? Explique, usando equações químicas.

- 9 Uerj** O hidróxido de magnésio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, é uma base fraca pouco solúvel em água, apresentando constante de produto de solubilidade, K_{ps} , igual a $4 \cdot 10^{-12}$. Uma suspensão desta base em água é conhecida comercialmente como “leite de magnésia”, sendo comumente usada no tratamento de acidez no estômago.
- Calcule, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, a solubilidade do $\text{Mg}(\text{OH})_2$, numa solução desta base.
 - Escreva a equação balanceada da reação de neutralização total do hidróxido de magnésio com ácido clorídrico, HCl .
- 10 Unesp** $\text{Pb}_3(\text{SbO}_4)_2$ é um pigmento alaranjado empregado em pinturas a óleo.
- Escreva o nome oficial do pigmento e indique a classe de compostos a que pertence.
 - Escreva a equação química balanceada da ionização desse pigmento pouco solúvel em água e a expressão da constante do seu produto de solubilidade (K_{ps}).

Exercícios propostos

- 1 UEPG 2015** A variação do pH em meio aquoso ocorre no intervalo de 0 a 14. Com base nisso, uma solução cujo pH seja 6,0:
- É considerada alcalina.
 - Apresenta uma concentração de H^+ igual a $1,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$.
 - Possui uma concentração de prótons 100 vezes maior que outra solução de pH 4,0.
 - Apresenta uma concentração de OH^- igual a $1,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$.
 - A concentração de prótons é 10 vezes maior que a da água pura, cujo pH 7,0.

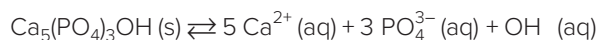
Soma:

- 2 UFRGS 2014** Uma solução diluída de HCl , utilizada para limpeza, apresenta pH igual a 3,0. Quais são as concentrações de OH^- e Cl^- , em mol L^{-1} , respectivamente, nessa solução?
- $11,0 \cdot 10^{-7}$ e $3,0 \cdot 10^{-7}$
 - $1,0 \cdot 10^{-7}$ e $1,0 \cdot 10^{-3}$
 - $1,0 \cdot 10^{-11}$ e $1,0 \cdot 10^{-3}$
 - $11,0 \cdot 10^{-12}$ e $1,0 \cdot 10^{-3}$
 - $1,0 \cdot 10^{-7}$ e $3,0 \cdot 10^{-1}$

- 3 Enem PPL 2014** A tabela lista os valores de pH de algumas bebidas consumidas pela população.

Bebida	pH
Refrigerante	5,0
Café	3,0
Vinho	4,5
Suco de limão	2,5
Chá	6,0

O esmalte dos dentes é constituído de hidroxiapatita ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$), um mineral que sofre desmineralização em meio ácido, de acordo com a equação química:



Das bebidas listadas na tabela, aquela com menor potencial de desmineralização dos dentes é o

- chá.
- café.
- vinho.
- refrigerante.
- suco de limão.

- 4 PUC-Minas 2016** Considere uma solução obtida a partir da mistura de 100 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ com 900 mL de água pura. O pH dessa solução é:

- 0,01
- 0,1
- 1
- 2

5 PUC-Rio 2013 Pipeta-se 50 mL de solução aquosa 0,02 mol/L de ácido clorídrico e transfere-se para um balão volumétrico de 1000 mL, ajustando-se para esse volume a solução final, usando água pura. O pH da solução final é:

- A 1
- B 2
- C 3
- D 7
- E 9

6 EsPCEEx 2015 Na indústria de alimentos, para se evitar que a massa de pães e biscoitos fique com aspecto amarelado, utiliza-se como aditivo, um ácido orgânico fraco monoprotico, o propanoico. Considerando a constante de ionização do ácido propanoico igual a $1,0 \cdot 10^{-5}$ e as condições de temperatura e pressão de 25 °C e 1 atm, o pH aproximado de uma solução de concentração $0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ desse ácido é

- A 2
- B 4
- C 6
- D 7
- E 8

7 UFPA 2016 Para titular 24 mL de uma amostra de suco gástrico "HCl (aq)", foram necessários, para atingir o ponto de equivalência, 30 mL de uma solução 0,02 M de NaOH. Considerando que a reação entre o ácido do suco gástrico e a base ocorre quantitativamente, o pH do suco gástrico é de aproximadamente
Dado: $\log_{10} 2 = 0,3$.

- A 0,6.
- B 0,9.
- C 1,2.
- D 1,6.
- E 2,0.

8 UFG 2014 Em um laboratório, um analista misturou 1 L de uma solução de ácido clorídrico 0,1 mol/L com 1 L de uma solução de hidróxido de sódio 0,2 mol/L.

- A partir das informações fornecidas,
- a) escreva a equação química balanceada.
 - b) calcule a concentração molar e o valor do pH da solução resultante. Use $\log 5 = 0,70$.

9 UFRGS 2016 A água mineral com gás pode ser fabricada pela introdução de gás carbônico na água, sob pressão de aproximadamente 4 atm.

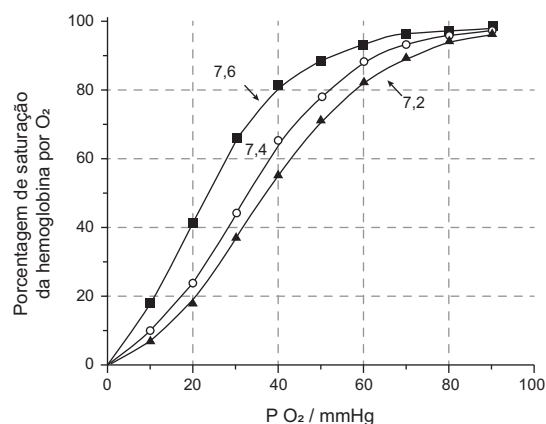
Sobre esse processo, considere as afirmações abaixo.

- I. Quando o gás carbônico é introduzido na água mineral, provoca a diminuição na basicidade do sistema.
- II. Quando a garrafa é aberta, parte do gás carbônico se perde e o pH da água mineral fica mais baixo.
- III. Como o gás carbônico é introduzido na forma gasosa, não ocorre interferência na acidez da água mineral.

Quais estão corretas?

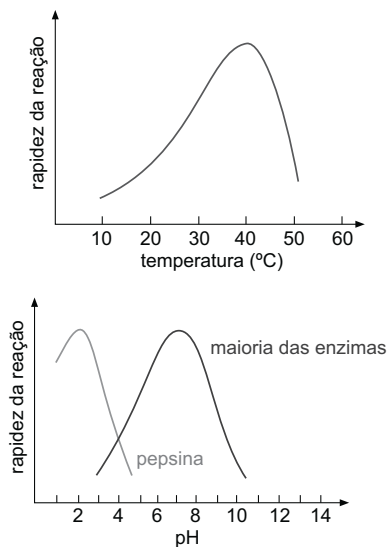
- A Apenas I.
- B Apenas III.
- C Apenas I e II.
- D Apenas II e III.
- E I, II e III.

10 Unicamp 2015 A figura abaixo mostra a porcentagem de saturação da hemoglobina por oxigênio, em função da pressão de O_2 , para alguns valores de pH do sangue.



- a) Devido ao metabolismo celular, a acidez do sangue se altera ao longo do aparelho circulatório. De acordo com a figura, um aumento da acidez do sangue favorece ou desfavorece o transporte de oxigênio no sangue? Justifique sua resposta com base na figura.
- b) De acordo com o conhecimento científico e a partir dos dados da figura, explique por que uma pessoa que se encontra em uma região de grande altitude apresenta dificuldades de respiração.


11 Unesp 2016 Os gráficos ilustram a atividade catalítica de enzimas em função da temperatura e do pH.





(<http://docentes.esalq.usp.br>. Adaptado.)


A pepsina é uma enzima presente no suco gástrico, que catalisa a hidrólise de proteínas, como a albumina, constituinte da clara do ovo.


Em um experimento foram utilizados cinco tubos de ensaio contendo quantidades iguais de clara de ovo cozida e quantidades iguais de pepsina. A esses tubos, mantidos em diferentes temperaturas, foram acrescentados iguais volumes de diferentes soluções aquosas. Assinale a alternativa que indica corretamente qual tubo de ensaio teve a albumina transformada mais rapidamente.

A  pepsina + solução de NaOH 10^{-2} mol/L
+
clara de ovo cozida
(temperatura = 40 °C)

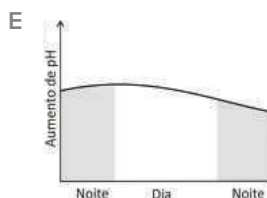
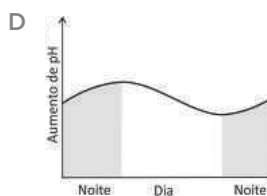
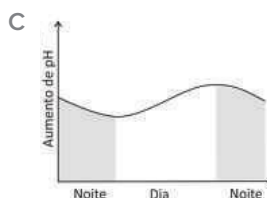
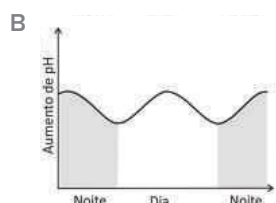
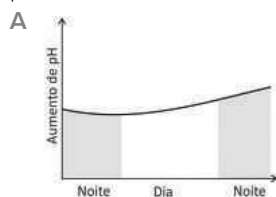
B  pepsina + solução de NaOH 10^{-4} mol/L
+
clara de ovo cozida
(temperatura = 60 °C)

C  pepsina + solução de HCl 10^{-2} mol/L
+
clara de ovo cozida
(temperatura = 40 °C)

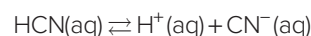
D  pepsina + solução de HCl 10^{-4} mol/L
+
clara de ovo cozida
(temperatura = 40 °C)

E  pepsina + solução de HCl 10^{-2} mol/L
+
clara de ovo cozida
(temperatura = 60 °C)

12 Fuvest 2018 Considere um aquário tampado contendo apenas água e plantas aquáticas, em grande quantidade, e iluminado somente por luz solar. O gráfico que melhor esboça a variação de pH da água em função do horário do dia, considerando que os gases envolvidos na fotossíntese e na respiração das plantas ficam parcialmente dissolvidos na água, é:



13 Uerj 2016 A ionização do ácido cianídrico é representada pela equação química abaixo:



Um experimento sobre esse equilíbrio químico, realizado à temperatura constante, analisou quatro parâmetros, apresentados na tabela:

Parâmetro	Símbolo
grau de ionização	α
constante de equilíbrio	K_a
potencial hidrogeniônico	pH
concentração de HCN	[HCN]

Ao ser estabelecido o equilíbrio químico da ionização, foi adicionada certa quantidade de NaCN(s).

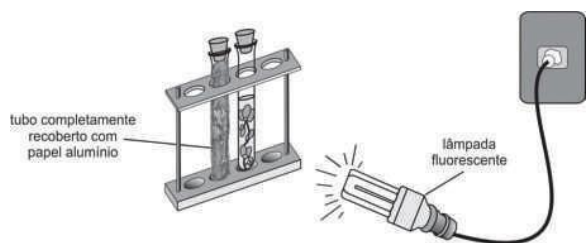
Após a dissolução e dissociação completa desse composto, houve deslocamento do equilíbrio de ionização. O parâmetro que sofreu redução, após a adição do composto, é representado pelo seguinte símbolo:

- A** α
B K_a
C pH
D [HCN]

14 UFPE 2012 O ácido láctico apresenta $\text{p}K_a = 3,82$. Qual o valor aproximado do pH de uma solução de ácido láctico $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em água? Assinale o inteiro mais próximo de sua resposta após multiplicá-la por 10 (dez).

15 Fuvest 2012 O experimento descrito a seguir foi planejado com o objetivo de demonstrar a influência da luz no processo de fotossíntese. Em dois tubos iguais, colocou-se o mesmo volume de água saturada com gás carbônico e, em cada um, um espécime de uma mesma planta aquática. Os dois tubos foram fechados com rolhas. Um dos tubos foi recoberto com papel

alumínio e ambos foram expostos à luz produzida por uma lâmpada fluorescente (que não produz calor).



- a) Uma solução aquosa saturada com gás carbônico é ácida. Como deve variar o pH da solução no tubo **não recoberto** com papel alumínio, à medida que a planta realiza fotossíntese? Justifique sua resposta.
- b) No tubo recoberto com papel alumínio, não se observou variação de pH durante o experimento.
- c) Em termos de planejamento experimental, explique por que é necessário utilizar o tubo recoberto com papel alumínio, o qual evita que um dos espécimes receba luz.

16 UFG 2013 Uma solução foi preparada pela mistura de ácido clorídrico (HCl), ácido nítrico (HNO₃) e ácido sulfúrico (H₂SO₄). Sabendo-se que na solução final as concentrações molares de HCl, HNO₃ e H₂SO₄ são, respectivamente, iguais a 0,010 mol/L, 0,030 mol/L e 0,0050 mol/L, o pH da solução será igual a:

Dado: $\log_{10} 5 = 0,70$.

- A 5,00
B 3,00
C 2,70
D 2,00
E 1,30

17 Unesp 2018 No cultivo hidropônico, a composição da solução nutritiva deve ser adequada ao tipo de vegetal que se pretende cultivar. Uma solução específica para o cultivo do tomate, por exemplo, apresenta as seguintes concentrações de macronutrientes:

Substância	Concentração (mmol/L)
KNO ₃	1,00
MgSO ₄	0,11
Ca(NO ₃) ₂	0,39
NH ₄ H ₂ PO ₄	0,26

(Maria C. L. Braccini et al. Semina: Ciências agrárias, março de 1999.)

Durante o desenvolvimento das plantas, é necessário um rígido controle da condutividade elétrica da solução nutritiva, cuja queda indica diminuição da concentração de nutrientes. É também necessário o controle do pH dessa solução que, para a maioria dos vegetais, deve estar na faixa de 5,0 a 6,5.

- a) Por que a solução nutritiva para o cultivo hidropônico de tomate é condutora de eletricidade? Calcule a quantidade, em mmol do elemento nitrogênio presente em 1,0 L dessa solução.

- b) Considere que 1,0 L de uma solução nutritiva a 25 °C, inicialmente com pH = 6,0, tenha, em um controle posterior, apresentado o valor mínimo tolerável de pH = 4,0. Nessa situação, quantas vezes variou a concentração de íons H⁺(aq)? Sabendo que o produto iônico da água, K_w a 25 °C, é igual a $1,0 \cdot 10^{-14}$, calcule as quantidades, em mol, de íons OH⁻(aq) presentes, respectivamente, na solução inicial e na solução final.

18 Fuvest 2016 Dispõe-se de 2 litros de uma solução aquosa de soda cáustica que apresenta pH 9. O volume de água, em litros, que deve ser adicionado a esses 2 litros para que a solução resultante apresente pH 8 é

- A 2 C 10 E 18
B 6 D 14

19 Fepar 2017



Com nome derivado do francês *vin aigre* (vinho ácido), o vinagre é resultado de atividade bacterial, que converte líquidos alcoólicos, como vinho, cerveja, cidra, em uma fraca solução de ácido acético.

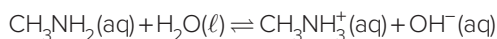
De baixo valor calórico, o vinagre tem substâncias antioxidantes em sua composição, além de ser um coadjuvante contra a hipertensão.

Uma amostra de 20,0 mL de vinagre (densidade igual a 1,02 g/mL) necessitou de 60,0 mL de solução aquosa de NaOH 0,20 mol · L⁻¹ para completa neutralização. Dados: C = 12 g · mol⁻¹; H = 1 g · mol⁻¹; O = 16 g · mol⁻¹, grau de ionização do ácido acético a 25 °C: $\alpha = 0,55\%$; $\log 3,3 = 0,52$.

Com base nas informações, faça o que se pede. Apresente a resolução.

- a) Determine a porcentagem em massa de ácido acético no vinagre.
- b) Determine o volume de KOH 0,10 mol · L⁻¹ que contém quantidade de íons OH⁻ equivalente à encontrada nos 60,0 mL de solução aquosa de NaOH 0,20 mol · L⁻¹.
- c) Determine o pH do vinagre.
- d) Calcule a constante de ionização do ácido acético a 25 °C.

20 Acafe 2017 O seriado televisivo “*Breaking Bad*” conta a história de um professor de química que, ao ser diagnosticado com uma grave doença, resolve entrar no mundo do crime sintetizando droga (metanfetamina) com a intenção inicial de deixar recursos financeiros para sua família após sua morte. No seriado ele utilizava uma metodologia na qual usava metilamina como um dos reagentes para síntese da metanfetamina.



Dados: constante de basicidade (K_b) da metilamina a 25 °C: $3,6 \cdot 10^{-4}$; $\log 6 = 0,78$.

O valor do pH de uma solução aquosa de metilamina na concentração inicial de 0,1 mol/L sob temperatura de 25 °C é:

- A 2,22
- B 11,78
- C 7,8
- D 8,6

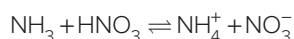
21 USF 2017 O ácido cianídrico (HCN) é um ácido fraco, porém seus vapores são bastante tóxicos. Considere uma solução aquosa com concentração de 0,2 mol/L desse ácido e que possua ionização de 1% de suas moléculas em meio aquoso. A partir das informações apresentadas, determine

- a) o valor da constante de acidez (K_a) do ácido cianídrico.
 - b) o valor do pH dessa solução.
- Use $\log_2 = 0,3$.

22 Uern 2012 “**Ácido:** é toda a espécie química capaz de doar um próton (íon H^+) a uma outra substância. **Base:** é definida como uma substância capaz de aceitar um próton (íon H^+) de um ácido. De uma maneira mais simples, ácido é um doador de próton e a base é um receptor de próton”. Esta teoria foi desenvolvida por

- A Lewis.
- B Sabatier
- C Arrhenius.
- D Bronsted-Lowry.

23 UEPG 2012 Com relação à equação a seguir, no que se refere à função de cada espécie química (de acordo com a teoria protônica de Brønsted-Lowry) e os pares conjugados, assinale o que for correto.



- 01 NH_3 é um ácido de Brønsted-Lowry, pois recebe próton na reação
- 02 NO_3^- é uma base de Brønsted Lowry, pois recebe próton na reação.
- 04 NH_4^+ e NH_3 formam um par ácido-base conjugado.
- 08 NH_3 e HNO_3 formam um par ácido-base conjugado.

Soma:

24 UPF 2018 Considere os sistemas apresentados na tabela a seguir, com algumas informações de acidez e basicidade, medidos a 25 °C.

	Café	Vinho	Água do mar
[H ⁺]	$10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	I	$10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
[OH ⁻]	II	$10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	III
Meio	IV	V	básico

As informações que completam corretamente as lacunas I a V na tabela são, respectivamente:

- A I: $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; II: $10^8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; III: $10^8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; IV: ácido; V: ácido
- B I: $10^3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; II: $10^9 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; III: $10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; IV: ácido; V: ácido
- C I: $10^3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; II: $10^9 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; III: $10^8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; IV: básico; V: ácido
- D I: $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; II: $10^8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; III: $10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; IV: ácido; V: básico
- E I: $10^3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; II: $10^2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; III: $10^8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; IV: ácido; V: básico

25 Ufla Observe o quadro a seguir e assinale, de acordo com a definição de Bronsted-Lowry para ácidos e bases, a alternativa **CORRETA**.

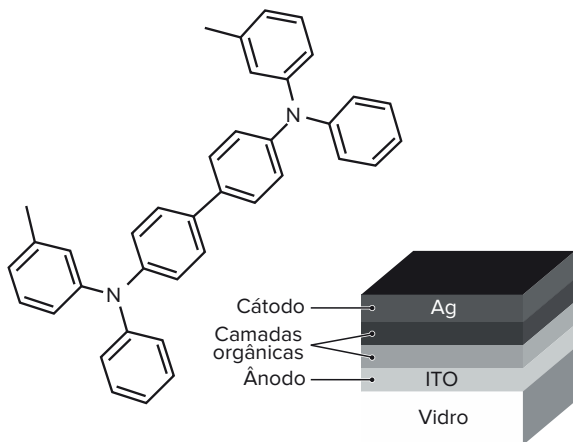
	ÁCIDO	BASE
	HCl	Cl^-
	H_2SO_4	HSO_4^-
	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	H_2O
	H_3PO_4	H_2PO_4^-
	H_2CO_3	HCO_3^-
	NH_4^+	NH_3
	H_2O	OH^-
	OH^-	O^{2-}
	H_2	H (hidreto)

Força ácida aumentada ↑

↓ Força básica aumentada

- A A água não é uma substância anfótera, pois pode se comportar tanto como ácido quanto como base.
- B Em uma reação química entre NH_3 e H_2O , a base liberará H^+ .
- C Os pares ácido-base conjugados diferem entre si apenas em um próton.
- D O HSO_4^- , em solução aquosa, é capaz de fornecer íons OH^- em quantidades significativas.

26 UFSM 2014 Durante as duas últimas décadas, diodos orgânicos emissores de luz (do inglês, *OLEDs*) têm atraído considerável interesse, devido às suas aplicações promissoras em monitores de tela plana, substituindo tubos de raios catódicos (CRT) ou telas de cristal líquido (LCDs). A configuração típica de um diodo orgânico emissor de luz é mostrada na figura abaixo, sobre um material transparente, que pode ser vidro. São depositados o ânodo de óxido de titânio (transparente), duas camadas de emissores orgânicos e um cátodo, a prata.

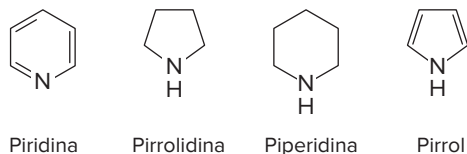


A figura também mostra a representação da molécula de um desses emissores de luz orgânico. Pode-se observar que possui _____, portanto pode reagir como _____ de Lewis na presença de cloreto de alumínio ($AlCl_3$).

- As lacunas do texto são corretamente preenchidas por
- amidas terciárias – ácido.
 - aminas terciárias – base.
 - aminas alifáticas – base.
 - amidas aromáticas – ácido.
 - aminas aromáticas – ácido.

Texto para a questão 27.

Para responder à questão considere as fórmulas estruturais e suas respectivas constantes de basicidades de quatro aminas cíclicas fornecidas abaixo.



Dados: Piridina: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-9}$, Pirrolidina: $K_b = 1,9 \cdot 10^{-3}$, Piperidina: $K_b = 1,3 \cdot 10^{-3}$ e Pirrol: $K_b < 10^{-10}$.

27 **Acafe 2015** Considerando o caráter ácido base das espécies químicas citadas anteriormente, podem ser classificadas como base de Bronsted Lowry:

- apenas piridina e pirrol.
- apenas piperidina, pirrolidina e pirrol.
- piridina, piperidina, pirrolidina e pirrol.
- apenas piridina.

28 **UPF 2017** A seguir, são fornecidas representações estruturais de alguns compostos orgânicos.

-
- $CH_3CH_2CH_2OH$
-
- $CH_3CH_2CH_2NH_2$
- $(CH_3)_3N$

Está correto apenas o que se afirma em:

- Tanto I quanto III apresentam solubilidade em água.
- O composto III pode apresentar isomeria *cis-trans*.
- O composto I é isômero constitucional do composto III.
- Tanto II quanto IV podem atuar como bases de Lewis.
- O composto V deve ter maior temperatura de ebulição do que o composto IV.

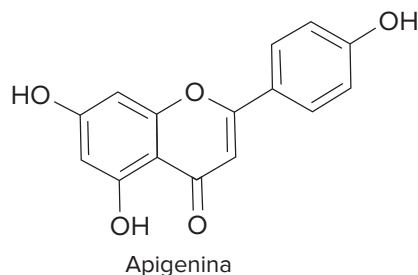
29 **UFPA 2016** Benzocaína, fórmula química



é um anestésico tópico absorvido na forma neutra. Porém, sua atividade deve-se à forma catiônica, gera da pela protonação de seu grupo funcional de maior basicidade. Assim, a fórmula química desse íon molecular será

- $[H_2N(C_6H_4)COOCH_2CH_4]^+$
- $[H_2N(C_6H_4)COOCH_3H_3]^+$
- $[H_2N(C_6H_4)COHOCH_2CH_3]^+$
- $[H_2N(C_6H_5)COOCH_2CH_3]^+$
- $[H_3N(C_6H_4)COOCH_2CH_3]^+$

30 **UFSM 2012** Considere a estrutura molecular da apigenina:



A apigenina é um ácido de _____, pois possui grupos funcionais _____, doadores de _____.

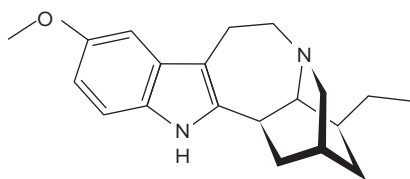
Assinale a alternativa que completa corretamente as lacunas.

- Lewis – hidroxilas – elétrons
- Lewis – fenóis – hidrogênios
- Brønsted-Lowry – fenóis – prótons
- Brønsted-Lowry – hidroxilas – elétrons
- Brønsted-Lowry e Lewis – fenóis – prótons

31 **UFU 2016** A iboga é uma misteriosa raiz africana à qual se atribuem fortes propriedades terapêuticas. Trata-se de uma raiz subterrânea que chega a atingir 1,50 m de altura, pertencente ao gênero *Tabernanthe*, composto por várias espécies. A que tem mais interessado a medicina ocidental é a *Tabernanthe iboga*, encontrada sobretudo na região dos Camarões, Gabão, República Central Africana, Congo, República Democrática do Congo, Angola e Guiné Equatorial.

Disponível em: <<http://www.jornalgrandebahia.com.br/2013/10/tratamentode-toxicodependencia-a-ibogaina.html>> Acesso em: 26 de janeiro de 2016.

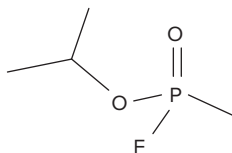
A ibogaína é extraída dessa raiz e tem fórmula estrutural



A partir da análise de sua estrutura, verifica-se que a ibogaína possui fórmula molecular

- A $C_{19}H_{24}N_2O$ e possui caráter básico.
- B $C_{19}H_{23}N_2O$ e possui caráter ácido
- C $C_{20}H_{26}N_2O$ e possui caráter alcalino
- D $C_{20}H_{24}N_2O$ e possui caráter adstringente

- 32 Acafe 2014** No jornal *Folha de São Paulo*, de 14 de junho de 2013, foi publicada uma reportagem sobre o ataque com armas químicas na Síria “[...] O gás é inodoro e invisível. Além da inalação, o simples contato com a pele deste gás organofosforado afeta o sistema nervoso e provoca a morte por parada cardiorrespiratória. A dose letal para um adulto é de meio miligrama. [...]”.

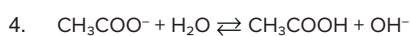
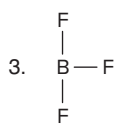
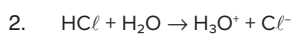
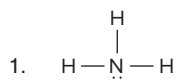


Fórmula estrutural da molécula do gás sarin.

Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos é correto afirmar, **exceto**:

- A $C_4H_{10}FO_2P$ é a fórmula molecular do gás sarin.
- B A molécula do gás sarin é polar.
- C Na estrutura da molécula do gás sarin apresenta 7 ligações do tipo sigma e uma do tipo π .
- D A molécula do gás sarin pode atuar como base de Bronsted- Lowry.

- 33 Unaerp** Relacione as espécies sublinhadas com os conceitos enunciados.

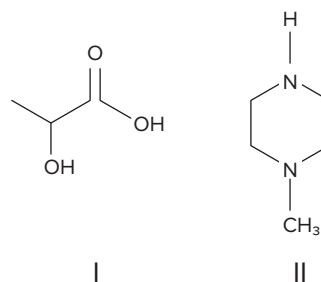


- 5. base de Arrhenius
- 6. ácido de Arrhenius
- 7. base de Bronsted-Lowry
- 8. ácido de Bronsted-Lowry
- 9. base de Lewis
- 10. ácido de Lewis

Assinale a opção que apresenta, apenas, associações corretas:

- A 1–10, 2–6, 3–10, 4–7.
- B 1–9, 3–7, 3–9, 4–8.
- C 1–7, 2–8, 3–9, 4–7.
- D 1–7, 2–8, 3–9, 4–8.
- E 1–9, 2–6, 3–10, 4–7.

- 34 Unicamp 2016** Com a crescente crise mundial de dengue, as pesquisas pela busca tanto de vacinas quanto de repelentes de insetos têm se intensificado. Nesse contexto, os compostos I e II abaixo representados têm propriedades muito distintas: enquanto um deles tem caráter ácido e atrai os insetos, o outro tem caráter básico e não os atrai

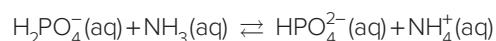


Baseado nessas informações, pode-se afirmar corretamente que o composto

- A I não atrai os insetos e tem caráter básico.
- B II atrai os insetos e tem caráter ácido.
- C II não atrai os insetos e tem caráter básico.
- D I não atrai os insetos e tem caráter ácido e básico.

Texto para a questão **35**.

Considere o equilíbrio químico abaixo:



- 35 PUC-Rio 2013** De acordo com o conceito de Brønsted-Lowry que define, num equilíbrio, o ácido e a base levando em conta a espécie que doa e a espécie que recebe prótons (H^+), é correto afirmar que:

- A NH_3 é a base conjugada do ácido NH_4^+
- B NH_4^+ é a base conjugada do ácido HPO_4^{2-}
- C HPO_4^{2-} é o ácido conjugado da base NH_3
- D HPO_4^{2-} é o ácido conjugado da base NH_4^+
- E HPO_4^{2-} é o ácido conjugado da base $H_2PO_4^-$

- 36 ITA 2014** Assinale a opção que contém a base conjugada de OH^- .

- A O^{2-}
- B O
- C O_2
- D H_2O
- E H^+

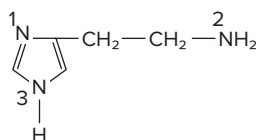
- 37 UFPR** Considere as definições de ácidos e bases e as informações a seguir.

Ácido de Arrhenius - Espécie química que contém hidrogênio e que, em solução aquosa, produz o cátion hidrogênio (H^+).

Com base nessa estrutura, pode-se afirmar que a sibutramina:

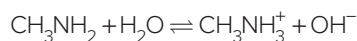
- A é uma base de Lewis, porque possui um átomo de nitrogênio que pode doar um par de elétrons para ácidos.
- B é um ácido de Brønsted-Lowry, porque possui um átomo de nitrogênio terciário.
- C é um ácido de Lewis, porque possui um átomo de nitrogênio capaz de receber um par de elétrons de um ácido.
- D é um ácido de Arrhenius, porque possui um átomo de nitrogênio capaz de doar próton.
- E é uma base de Lewis, porque possui um átomo de nitrogênio que pode receber um par de elétrons de um ácido.

- 42 UFRGS** A histamina é uma das substâncias responsáveis por reações alérgicas, como as que ocorrem ao se tocar em determinadas plantas. A sua fórmula é:



Sobre as suas características ácido-básicas, pode-se afirmar que se trata de

- A um ácido de Lewis, pois apresenta elétrons livres nos nitrogênios.
 - B uma base de Bronsted Lowry, pois o hidrogênio ligado ao nitrogênio 3 é ionizável.
 - C uma base de Lewis, pois apresenta elétrons livres nos nitrogênios.
 - D um ácido de Arrhenius, pois libera, em meio aquoso, os hidrogênios ligados aos átomos de carbono.
 - E um ácido de Lewis, pois apresenta elétrons livres no nitrogênio 3.
- 43 UEM 2011** O forte odor típico de pescados é explicado pela liberação de aminas na sua decomposição. Uma das aminas causadoras desse odor é a metilamina, que se apresenta em equilíbrio em soluções aquosas, como mostrado na equação:



A respeito dessas informações, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01 A metilamina pura apresenta uma ligação do tipo iônica entre o ânion CH_3^- e o cátion NH_2^+ .
- 02 Moléculas de metilamina podem formar ligações de hidrogênio entre si e com moléculas de água.
- 04 O uso de substâncias ácidas, como o limão ou vinagre, diminui o odor da metilamina, pois desloca o equilíbrio da reação mostrada para o sentido dos produtos, devido à neutralização do OH^- , aumentando assim a solubilidade da metilamina em água.
- 08 Na reação em equilíbrio, temos 2 pares ácido-base conjugados.

- 16 Na molécula de metilamina, o átomo de carbono, o átomo de nitrogênio e os dois átomos de hidrogênio ligados ao nitrogênio encontram-se em um mesmo plano.

Soma:

- 44 ITA 2012** Considere as seguintes afirmações a respeito dos haletos de hidrogênio HF, HCl, HBr e HI.
- I. A temperatura de ebulição do HI é maior do que a dos demais.
 - II. À exceção do HF, os haletos de hidrogênio dissociam-se completamente em água.
 - III. Quando dissolvidos em ácido acético glacial puro, todos se comportam como ácidos, conforme a seguinte ordem de força ácida: $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} \gg \text{HF}$.

Das afirmações acima, está(ão) CORRETA(S) apenas

- A I.
- B I e II.
- C II.
- D II e III.
- E III.

- 45 UFSJ 2012** Alguns sais apresentam a propriedade de tornar as soluções aquosas ácidas ou básicas quando dissolvidos, enquanto outros não alteram o pH natural da água. O carbonato de sódio (Na_2CO_3), o cloreto de sódio (NaCl) e o sal amoníaco (NH_4Cl) produzem, respectivamente, soluções aquosas
- A neutra, básica e ácida.
 - B ácida, neutra e básica.
 - C básica, neutra e ácida.
 - D ácida, ácida e neutra.

- 46 UFPR** A acidez do solo é uma importante propriedade que influencia no plantio e na produtividade de vários produtos agrícolas. No caso de solos ácidos, é necessário fazer uma correção do pH antes do plantio, com a adição de substâncias químicas. Assinale a alternativa que apresenta sais que, ao serem individualmente solubilizados em água destilada, causam a diminuição do pH.
- A NaCl e K_2SO_4 .
 - B NH_4Br e AlCl_3 .
 - C KBr e CaCO_3 .
 - D NH_4Cl e CaCl_2 .
 - E NaCN e Na_2CO_3 .

- 47 Cefet-MG 2014** Um professor de Química propôs a manipulação de um indicador ácido-base que se comportasse da seguinte maneira:

pH	Cor da solução
< 7	amarela
= 7	alaranjada
> 7	vermelha

As cores das soluções aquosas de NaCN , NaCl e NH_4Cl , na presença desse indicador, são, respectivamente

- A amarela, alaranjada e vermelha.
- B amarela, vermelha e alaranjada.
- C vermelha, alaranjada e amarela.
- D alaranjada, amarela e vermelha.
- E alaranjada, amarela e alaranjada.

48 FGV 2014 A indústria alimentícia emprega várias substâncias químicas para conservar os alimentos e garantir que eles se mantenham adequados para consumo após a fabricação, transporte e armazenagem nos pontos de venda. Dois exemplos disso são o nitrato de sódio adicionado nos produtos derivados de carnes e o sorbato de potássio, proveniente do ácido sórbico $\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_2$ ($K_a = 2 \cdot 10^{-5}$ a 25°C), usado na fabricação de queijos.

As soluções aquosas dos sais de nitrato de sódio e de sorbato de potássio têm, respectivamente, pH

- A igual a 7; maior que 7.
- B igual a 7; menor que 7.
- C menor que 7; igual a 7.
- D menor que 7; maior que 7.
- E maior que 7; menor que 7.

49 Unesp 2013 Em um estudo sobre extração de enzimas vegetais para uma indústria de alimentos, o professor solicitou que um estudante escolhesse, entre cinco soluções salinas disponíveis no laboratório, aquela que apresentasse o mais baixo valor de pH.

Sabendo que todas as soluções disponíveis no laboratório são aquosas e equimolares, o estudante deve escolher a solução de

- A $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$.
- B K_3PO_4 .
- C Na_2CO_3 .
- D KNO_3 .
- E $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

50 PUC-Rio 2015 Sobre uma bancada, há cinco frascos de soluções aquosas de um ácido, bases e sais na temperatura de 25°C . Nessa temperatura, o produto iônico da água (K_w) é $1,0 \cdot 10^{-14}$. Assim, a concentração de H^+ , em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, representada por $[\text{H}^+]$, na solução de

- A ácido acético é menor que 10^{-7}
- B cloreto de amônio é maior que 10^{-7}
- C hidróxido de amônio é maior que 10^{-7}
- D cloreto de potássio é maior que 10^{-7}
- E hidróxido de potássio é maior que 10^{-7}

51 PUC-RS Considere as informações e as equações a seguir, que representam reações de neutralização total.

O papel tornassol é um indicador ácido-base bastante utilizado. Como sua faixa de viragem é ampla, ele só é usado para indicar se a solução é ácida (quando fica vermelho) ou se é básica (quando fica azul).

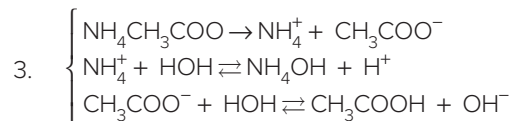
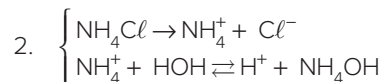
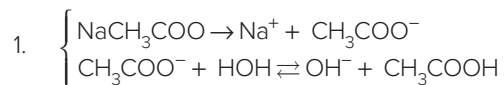
Equações:

- I. $\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$
- II. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- III. $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$

O papel tornassol ficará azul em contato com a solução resultante, na/nas reação/reações

- A I
- B II
- C III
- D I e II
- E I, II e III

52 UFSM Analise as reações de hidrólise do acetato de sódio (1), do cloreto de amônio (2) e do acetato de amônio (3).



Sabendo que o K_a do CH_3COOH e o K_b do NH_4OH têm o mesmo valor, $1,8 \cdot 10^{-5}$, pode-se dizer que o

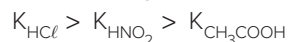
- I. NaCH_3COO e o NH_4Cl são sais de caráter básico.
- II. $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ é um sal de caráter neutro.
- III. NH_4Cl é um sal de caráter básico e o NaCH_3COO , um sal de caráter ácido.
- IV. NaCH_3COO é um sal de caráter básico e o NH_4Cl , um sal de caráter ácido.

Estão corretas

- A apenas I e II.
- B apenas I e III.
- C apenas II e III.
- D apenas II e IV.
- E apenas III e IV.

53 ITA 2011 A 25°C , três frascos (I, II e III) contém, respectivamente, soluções aquosas $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em acetato de sódio, em cloreto de sódio e em nitrito de sódio.

Assinale a opção que apresenta a ordem crescente correta de valores de pH_x ($x = \text{I, II e III}$) dessas soluções sabendo que as constantes de dissociação (K), a 25°C , dos ácidos clorídrico (HCl), nitroso (HNO_2) e acético (CH_3COOH), apresentam a seguinte relação:



- A $\text{pH}_\text{I} < \text{pH}_\text{II} < \text{pH}_\text{III}$
- B $\text{pH}_\text{I} < \text{pH}_\text{III} < \text{pH}_\text{II}$
- C $\text{pH}_\text{II} < \text{pH}_\text{I} < \text{pH}_\text{III}$
- D $\text{pH}_\text{II} < \text{pH}_\text{III} < \text{pH}_\text{I}$
- E $\text{pH}_\text{III} < \text{pH}_\text{II} < \text{pH}_\text{I}$

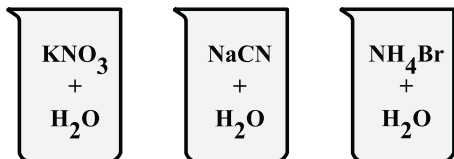
54 Enem 2015 Em um experimento, colocou-se água até a metade da capacidade de um frasco de vidro e, em seguida, adicionaram-se três gotas de solução alcoólica de fenolftaleína. Adicionou-se bicarbonato de sódio comercial, em pequenas quantidades, até que a solução se tornasse rosa. Dentro do frasco, acendeu-se um palito de fósforo, o qual foi apagado assim que a cabeça terminou de queimar. Imediatamente, o frasco foi tampado. Em seguida, agitou-se o frasco tampado e observou-se o desaparecimento da cor rosa.

MATEUS, A. L. *Química na cabeça*. Belo Horizonte: UFMG, 2001 (adaptado)

A explicação para o desaparecimento da cor rosa é que, com a combustão do palito de fósforo, ocorreu o(a)

- formação de óxidos de caráter ácido.
- evaporação do indicador fenolftaleína.
- vaporização de parte da água do frasco.
- vaporização dos gases de caráter alcalino.
- aumento do pH da solução no interior do frasco.

55 Mackenzie 2017 Um aluno preparou três soluções aquosas, a 25 °C, de acordo com a figura abaixo.



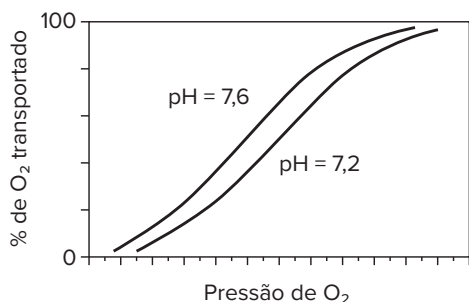
Conhecedor dos conceitos de hidrólise salina, o aluno fez as seguintes afirmações:

- a solução de nitrato de potássio apresenta caráter neutro.
- o cianeto de sódio sofre ionização em água, produzindo uma solução básica.
- a verificar o pH da solução de brometo de amônio, a 25 °C conclui-se que $K_b > K_a$.
- $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$ representa a hidrólise do cátion amônio.

Estão corretas somente as afirmações

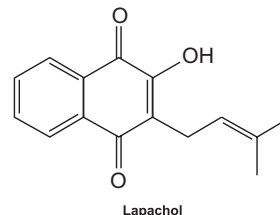
- I e II.
- I, II e III.
- I e IV.
- II e III.
- I, II e IV.

56 Unicamp Alcalose e acidose são dois distúrbios fisiológicos caracterizados por alterações do pH no sangue: a alcalose corresponde a um aumento enquanto a acidose corresponde a uma diminuição do pH. Estas alterações de pH afetam a eficiência do transporte de oxigênio pelo organismo humano. O gráfico esquemático adiante mostra a porcentagem de oxigênio transportado pela hemoglobina, em dois pH diferentes em função da pressão do O_2 .



- Em qual dos dois pH há uma maior eficiência no transporte de oxigênio pelo organismo? Justifique.
- Em casos clínicos extremos pode-se ministrar solução aquosa de NH_4Cl para controlar o pH do sangue. Em qual destes distúrbios (alcalose ou acidose) pode ser aplicado esse recurso? Explique.

57 Enem 2017 Diversos produtos naturais podem ser obtidos de plantas por processo de extração. O lapachol é da classe das naftoquinonas. Sua estrutura apresenta uma hidroxila enólica ($\text{p}K_a = 6,0$) que permite que este composto seja isolado da serragem dos ipês por extração com solução adequada, seguida de filtração simples. Considere que $\text{p}K_a = -\log K_a$, em que K_a é a constante ácida da reação de ionização do lapachol.



Lapachol
COSTA, P R R. et al. *Ácidos e bases em química orgânica*
Porto Alegre: Bookman, 2005 (adaptado)

Qual solução deve ser usada para extração do lapachol da serragem do ipê com maior eficiência?

- Solução de Na_2CO_3 para formar um sal de lapachol.
- Solução-tampão ácido acético/acetato de sódio ($\text{pH} = 4,5$).
- Solução de NaCl a fim de aumentar a força iônica do meio.
- Solução de Na_2SO_4 para formar um par iônico com lapachol.
- Solução de HCl a fim de extrair-lo por meio de reação ácido-base.

58 Fuvest 2014 Uma jovem estudante quis demonstrar para sua mãe o que é uma reação química. Para tanto, preparou, em cinco copos, as seguintes soluções:

Copo	Solução
1	vinagre
2	sal de cozinha + água
3	fermento químico (NaHCO_3) + água
4	açúcar + água
5	suco de limão

Em seguida, começou a fazer misturas aleatórias de amostras das soluções contidas nos copos, juntando duas amostras diferentes a cada vez. Qual é a probabilidade de que ocorra uma reação química ao misturar amostras dos conteúdos de dois dos cinco copos?

- 1/10
- 1/8
- 1/5
- 1/3
- 1/2

59 IFSC 2017 O tratamento da água de uma piscina ocorre em várias etapas que envolvem processos físicos e químicos. As substâncias relacionadas na tabela abaixo são utilizadas para ajuste de pH, alcalinidade e desinfecção da água.

Substância	pH em solução
HCl	1
NaHCO_3	10
$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	8
O_3	7

Sobre essas substâncias e suas funções no tratamento da água da piscina, assinale a soma da(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- 01 O HCl é um ácido e tem a função de elevar o pH da água.
 02 Dentre as substâncias apresentadas na tabela, três delas são alcalinas e uma é ácida
 04 O NaHCO_3 , por apresentar um caráter básico, é responsável pelo controle da alcalinidade da água.
 08 Quando adicionado à água da piscina, o HCl neutraliza as substâncias alcalinas presentes.
 16 O hipoclorito de cálcio é responsável pelo fornecimento de cloro para desinfecção e, por apresentar um caráter ácido, reduz o pH da água.
 32 A substância simples mostrada na tabela é um poderoso agente desinfetante utilizado não só em piscinas, mas também em purificadores de água.

Soma:

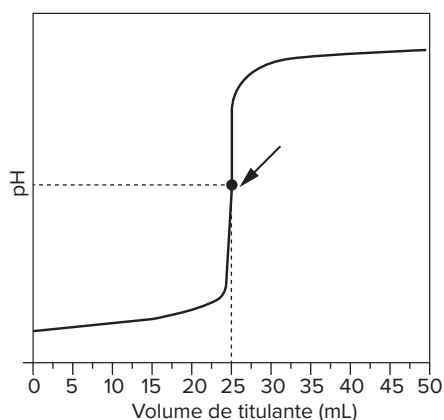
60 FICSAE 2017 A metilamina e a etilamina são duas substâncias gasosas à temperatura ambiente que apresentam forte odor, geralmente caracterizado como de peixe podre. Uma empresa pretende evitar a dispersão desses gases e para isso adaptou um sistema de borbulhamento do gás residual do processamento de carne de peixe em uma solução aquosa

Um soluto adequado para neutralizar o odor da metilamina e etilamina é

- A amônia. C hidróxido de sódio.
 B nitrato de potássio. D ácido sulfúrico.

61 UCS 2016 A titulação é um processo clássico de análise química quantitativa. Nesse tipo de análise, a quantidade da espécie de interesse pode ser determinada por meio do volume de uma solução de concentração conhecida (denominada titulante) que foi gasto para reagir completamente com um volume predeterminado de amostra, na presença de um indicador apropriado (denominado titulado).

A titulação de 50 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico, com uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração molar igual a 0,1 mol/L, utilizando fenolftaleína como indicador, está representada no gráfico a seguir.



Considerando as informações do enunciado e do gráfico, assinale a alternativa correta.

- A O número de mols do ácido, no ponto indicado pela seta, é duas vezes maior que o número de mols da base.
 B O pH do meio torna-se ácido após a adição de 30 mL de titulante.
 C A concentração molar do ácido é igual a 0,05 mol/L.
 D O titulado torna-se incolor ao término da análise.
 E O sal formado durante a titulação sofre hidrólise básica

62 UFC Considere o equilíbrio químico que se estabelece a partir de uma solução de acetato de sódio $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em meio aquoso, sabendo que o seu grau de hidrólise é 0,1%.

- a) Preencha corretamente a tabela a seguir com as concentrações em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de CH_3COO^- , CH_3COOH e OH^- . Considere constante a concentração de H_2O .

	CH_3COO^-	CH_3COOH	OH^-
no início			
quantidade consumida ou formada			
no equilíbrio			

- b) Qual é o valor da constante de hidrólise para a solução de acetato de sódio $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ na condição de equilíbrio?

63 UFTM 2012 A composição de um refrigerante pode apresentar diversas substâncias, dentre elas o ácido benzoico, um monoácido. Devido à baixa solubilidade de este ácido em água, é adicionado ao refrigerante na forma de benzoato de sódio. Dado que a constante de hidrólise do íon benzoato, a 25°C , é 10^{-10} , a concentração em mol/L de ácido benzoico formado na hidrólise deste ânion em uma solução aquosa de benzoato de sódio $0,01 \text{ mol/L}$, nessa mesma temperatura, é

- A 10^8 .
 B 10^7 .
 C 10^6 .
 D 10^5 .
 E 10^4 .

64 PUC SP 2017 Dados:

Constante de ionização (K_a) do $\text{H}_2\text{CO}_3 = 4 \cdot 10^{-7}$

Constante de ionização (K_b) do $\text{NH}_3 = 2 \cdot 10^{-5}$

Constante de ionização (K_w) do $\text{H}_2\text{O} = 1 \cdot 10^{-14}$

Os indicadores ácido base são substâncias cuja cor se altera em uma faixa específica de pH. A tabela a seguir apresenta a faixa de viragem (mudança de cor) de alguns indicadores ácido base.

Indicador	Cor em pH abaixo da viragem	Intervalo aproximado de pH de mudança de cor	Cor em pH acima da viragem
Violeta de metila	Amarelo	0,0 – 1,6	Azul-púrpura
Alaranjado de metila	Vermelho	3,1 – 4,4	Amarelo
Azul de bromotimol	Amarelo	6,0 – 7,6	Azul
Fenolftaleína	Incolor	8,2 – 10,0	Rosa-carmim
Amarelo de alizarina R	Amarelo	10,3 – 12,0	Vermelho

A partir da análise dessa tabela, um técnico executou um procedimento para distinguir algumas soluções.

Para diferenciar uma solução de HCl de concentração $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de uma solução de HCl de concentração $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ele utilizou o indicador **X**. Para diferenciar uma solução de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) de concentração $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de uma solução de cloreto de amônio (NH_4Cl) de concentração $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ele utilizou o indicador **Y**. Para diferenciar uma solução de amoníaco (NH_3) de concentração $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) de concentração $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ele utilizou o indicador **Z**.

A alternativa que apresenta os indicadores **X**, **Y** e **Z** adequados para cada um dos procedimentos propostos pelo técnico é

	X	Y	Z
A	Violeta de metila	Azul de bromotimol	Amarelo de alizarina R
B	Violeta de metila	Fenolftaleína	Azul de bromotimol
C	Alaranjado de metila	Azul de bromotimol	Fenolftaleína
D	Alaranjado de metila	Violeta de metila	Amarelo de alizarina R

65 Unicamp 2012 Uma solução de luminol e água oxigenada, em meio básico, sofre uma transformação química que pode ser utilizada para algumas finalidades. Se essa transformação ocorre lentamente, nada se observa visualmente; no entanto, na presença de pequenas quantidades de íons de crômio, ou de zinco, ou de ferro, ou mesmo substâncias como hipoclorito de sódio e iodeto de potássio, ocorre uma emissão de luz azul, que pode ser observada em ambientes com pouca iluminação.

a) De acordo com as informações dadas, pode-se afirmar que essa solução é útil na identificação de uma das possíveis fontes de contaminação e infecção hospitalar. Que fonte seria essa? Explique por que essa fonte poderia ser identificada com esse teste.

b) Na preparação da solução de luminol, geralmente se usa NaOH para tornar o meio básico. Não havendo disponibilidade de NaOH, pode-se usar apenas uma das seguintes substâncias: CH_3OH , Na_2CO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ou FeCl_3 . Escolha a substância correta e justifique, do ponto de vista químico, apenas a sua escolha.

66 UFMG A amônia é um insumo para a indústria química.

a) ESCREVA a equação química balanceada que representa o sistema em equilíbrio resultante da reação do íon amônio, $\text{NH}_4^+(\text{aq})$, com água, que forma amônia aquosa, $\text{NH}_3(\text{aq})$.

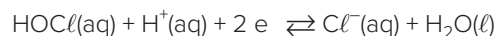
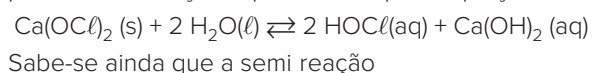
b) ESCREVA a expressão da constante de equilíbrio, K, da reação indicada no item "a", em função das concentrações das espécies nela envolvidas. O valor da constante de equilíbrio, K, expressa no item "b", é igual a $1 \cdot 10^{-9}$.

c) CALCULE o valor do pH em que a concentração de NH_4^+ e a de NH_3 , em uma solução aquosa de cloreto de amônio, NH_4Cl , são iguais. (Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio.)

d) Compare o valor da constante de equilíbrio, K, calculada no item c, com o da constante de equilíbrio, K_w , da reação $2\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$; $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$.

Responda se uma solução aquosa de NH_4Cl é ácida, neutra ou básica. JUSTIFIQUE sua resposta.

67 Unesp Para evitar o crescimento de algas e bactérias, costuma-se adicionar desinfetantes na água de piscinas. Dentre eles, o hipoclorito de cálcio é muito utilizado. A dissolução do hipoclorito na água é acompanhada da reação representada pela equação:



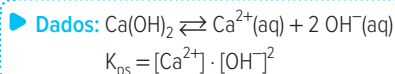
é a responsável pelo efeito desinfetante do HOCl.

a) Qual é o efeito do uso contínuo de $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ sobre o pH da água de uma piscina submetida a este tratamento? Justifique.

b) O tratamento desta piscina deve incluir, portanto, o ajuste ocasional do pH para próximo de 7,4, a fim de evitar irritações nos olhos, peles e ouvidos. Responda, usando uma equação química, se o ajuste de pH deve ser feito pela adição de ácido clorídrico (HCl) ou de carbonato de sódio (Na_2CO_3) na água desta piscina.

68 Fatec 2016 Para obtermos 100 mL de uma solução aquosa saturada de hidróxido de cálcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, para o experimento, devemos levar em consideração a solubilidade desse composto.

Sabendo que o produto de solubilidade do hidróxido de cálcio é $5,5 \cdot 10^{-6}$, a 25 °C, a solubilidade dessa base em mol/L é, aproximadamente,



- A $1 \cdot 10^{-2}$.
- B $1 \cdot 10^{-6}$.
- C $2 \cdot 10^{-6}$.
- D $5 \cdot 10^{-4}$.
- E $5 \cdot 10^{-6}$.

- 69 Uece 2016** O sulfeto de cádmio é um sólido amarelo e semicondutor, cuja condutividade aumenta quando se incide luz sobre o material. É utilizado como pigmento para a fabricação de tintas e a construção de foto resistores (em detectores de luz). Considerando o K_{ps} do sulfeto de cádmio a 18 °C igual a $4 \cdot 10^{-30}$ (conforme tabela), a solubilidade do sulfeto de cádmio àquela temperatura, com α (alfa) = 100%, será
- A $2,89 \cdot 10^{13}$ g/L.
 - B $3,75 \cdot 10^{13}$ g/L.
 - C $1,83 \cdot 10^{13}$ g/L.
 - D $3,89 \cdot 10^{13}$ g/L.

Texto para a questão **70**.

[...] Junho de 2003. Um erro em uma indústria farmacêutica provoca intoxicação em dezenas de pessoas. Há uma morte confirmada e outras 15 suspeitas. A causa: um veneno chamado carbonato de bário. O Celobar, medicamento que causou a tragédia, deveria conter somente sulfato de bário. Mas, na tentativa de transformar o carbonato em sulfato, algum erro fez com que quase 15% da massa do Celobar comercializado fosse de carbonato de bário.

Pacientes tomam sulfato de bário para que os órgãos de seu sistema digestório fiquem visíveis nas radiografias. É o chamado contraste. O problema é que os íons bário são muito tóxicos. Quando absorvidos causam vômito, cólicas, diarreia, tremores, convulsões e até a morte. Cerca de 0,5 g é dose fatal. Mas, se a toxicidade é do bário, por que o sulfato de bário não é perigoso e o carbonato de bário sim?

É que o sulfato de bário praticamente não se dissolve na água. Sua solubilidade em água é de apenas $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L (sob temperatura de 25 °C). O que os pacientes ingerem é uma suspensão aquosa desse sal em que a maior parte dele não está dissolvida. Sem dissolução, não há, praticamente, dissociação do sal. É por isso que os íons bário não são liberados para serem absorvidos pelo organismo. Não há perigo.

Ainda assim, só para garantir, essa suspensão costuma ser preparada em uma solução de sulfato de potássio, um sal bastante solúvel em água. A função desse sal é aumentar a concentração de íons sulfato. Desse modo, o equilíbrio da dissociação do sal é bem deslocado para a esquerda, diminuindo ainda mais a presença de íons bário na suspensão.

Com o carbonato de bário é diferente. Apesar de pouco solúvel em água, ele reage com o ácido clorídrico do

nosso estômago formando um sal solúvel, o cloreto de bário. Ao se dissolver, esse sal se dissocia, liberando íons bário para o organismo. O corpo absorve esses íons, e a intoxicação acontece. Triste é saber que uma simples gota de ácido clorídrico, misturada ao Celobar, teria evitado a tragédia. Essa gota produziria bolhas de gás carbônico, o que evidenciaria a presença do veneno no medicamento [...].

<http://www2.unifesp.br/reitoria/residuos/curiosidades/casocelobar>
(data do acesso: 12/04/2016).

- 70 Acafe 2016** Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos é correto afirmar, exceto:
- A Os íons sulfato provenientes do K_2SO_4 diminui a solubilidade do BaSO_4 , caracterizando o efeito dos íons comum.
 - B Em todos os compostos iônicos pouco solúveis, quanto maior o valor da constante do produto de solubilidade (K_s) maior será a solubilidade.
 - C A constante do produto de solubilidade (K_s) do sulfato de bário pode ser expresso como:
$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$
 - D A solubilidade e a constante do produto de solubilidade (K_s) do sulfato de bário podem variar com a temperatura.

Texto para a questão **71**.

Vestibular, tempo de tensões, de alegrias, de surpresas... Naná e Chuá formam um casal de namorados. Eles estão prestando o Vestibular da Unicamp 2001. Já passaram pela primeira fase e agora se preparam para a etapa seguinte. Hoje resolveram rever a matéria de Química. Arrumaram o material sobre a mesa da sala e iniciaram o estudo:

Será que estamos preparados para esta prova? - pergunta Naná.

- Acho que sim! - responde Chuá. - O fato de já sabermos que Química não se resume à regra de três e à decoração de fórmulas nos dá uma certa tranquilidade.

- Em grande parte graças à nossa professora - observa Naná.

- Bem, vamos ao estudo!

71 Unicamp

- Será então que poderia cair alguma questão ligada a Ecologia na prova de Química? - sugere Chuá.

- É uma boa! - responde Naná. - Veja aqui nesta notícia de jornal: Uma indústria foi autuada pelas autoridades por poluir um rio com efluentes contendo íons Pb^{2+} . O chumbo provoca no ser humano graves efeitos toxicológicos. Acho que uma boa pergunta estaria relacionada ao possível tratamento desses efluentes para retirar o chumbo. Ele poderia ser precipitado na forma de um sal muito pouco solúvel e, a seguir, separado por filtração ou decantação.

- a) Considerando apenas a constante de solubilidade dos compostos a seguir, escreva a fórmula do ânion mais indicado para a precipitação do Pb^{2+} . Justifique.

▶ **Dados:** Sulfato de chumbo, $K_s = 2 \cdot 10^{-8}$; carbonato de chumbo, $K_s = 2 \cdot 10^{-13}$; sulfeto de chumbo, $K_s = 4 \cdot 10^{-28}$.

- b) Se num certo efluente aquoso há $1 \cdot 10^3$ mol/L de Pb^{2+} e se a ele for adicionada a quantidade estequiométrica do ânion que você escolheu no item a, qual é a concentração final de íons Pb^{2+} que sobra neste efluente? Admita que não ocorra diluição significativa do efluente.

- 72 UFG 2011** Estalactites e estalagmites se desenvolvem em cavernas constituídas por carbonato de cálcio ($CaCO_3$), que é pouco solúvel em água. Essas formações ocorrem quando a água da chuva, ao percorrer as rochas, dissolve parte delas formando bicarbonato de cálcio. Uma fração desse bicarbonato de cálcio converte-se novamente em carbonato de cálcio, originando as estalactites e estalagmites. Considerando a situação exemplificada acima:

▶ **Dado:** $K_{ps} = 4,9 \cdot 10^{-9}$ a $25^\circ C$.

- a) Qual a solubilidade, em água, do $CaCO_3$ em g/L?
b) Qual o efeito sobre a solubilidade do $CaCO_3$ quando se adiciona Na_2CO_3 ? Por quê?

- 73 UFPR 2014** Pesquisadores de Harvard desenvolveram uma técnica para preparar nanoestruturas auto-organizadas na forma que lembram flores. Para criar as estruturas de flores, o pesquisador dissolveu cloreto de bário e silicato de sódio num béquer. O dióxido de carbono do ar se dissolve naturalmente na água, desencadeando uma reação que precipita cristais de carbonato de bário. Como subproduto, ela também reduz o pH da solução que rodeia imediatamente os cristais, que então desencadeia uma reação com o silicato de sódio dissolvido. Esta segunda reação adiciona uma camada de sílica porosa que permite a formação de cristais de carbonato de bário para continuar o crescimento da estrutura.

("Beautiful "flowers" self-assemble in a beaker"
Disponível em <<https://www.seas.harvard.edu/news/2013/05/beautiful-flowers-self-assemble-beaker>>. Acesso em 10 ago. 2013)

Na tabela a seguir são mostrados valores de produto de solubilidade de alguns carbonatos.

Sal	K_{ps} (25 °C)
$BaCO_3$	$8,1 \cdot 10^{-9}$
$CaCO_3$	$3,8 \cdot 10^{-9}$
$SrCO_3$	$9,4 \cdot 10^{-10}$

- a) Suponha que num béquer foram dissolvidos cloretos de bário, cálcio e estrôncio de modo que as concentrações de cada sal é igual a $1 \mu mol \cdot L^{-1}$. Com a dissolução natural do gás carbônico do ar, qual carbonato irá primeiramente cristalizar?
b) Num béquer há uma solução $1 \mu mol \cdot L^{-1}$ de cloreto de bário. Calcule qual a concentração de íons carbonato necessárias para que o cristal de carbonato de bário comece a se formar.

- 74 Unesp** Segundo a Portaria do Ministério da Saúde MS nº 1.469, de 29 de dezembro de 2000, o valor máximo permitido (VMP) da concentração do íon sulfato (SO_4^{2-}), para que a água esteja em conformidade com o padrão para consumo humano, é de $250 mg \cdot L^{-1}$. A análise da água de uma fonte revelou a existência de íons sulfato numa concentração de $5 \cdot 10^{-3} mol \cdot L^{-1}$.

▶ **Dados:** Massas molares: $Ca = 40,0 g \cdot mol^{-1}$; $O = 16,0 g \cdot mol^{-1}$; $S = 32,0 g \cdot mol^{-1}$.

- a) Verifique se a água analisada está em conformidade com o padrão para consumo humano, de acordo com o VMP pelo Ministério da Saúde para a concentração do íon sulfato. Apresente seus cálculos.
b) Um lote de água com excesso de íons sulfato foi tratado pela adição de íons cálcio até que a concentração de íons SO_4^{2-} atingisse o VMP. Considerando que o K_{ps} para o $CaSO_4$ é $2,6 \cdot 10^{-5}$, determine o valor para a concentração final dos íons Ca^{2+} na água tratada. Apresente seus cálculos.

- 75 Uerj 2017** Um inconveniente no processo de extração de petróleo é a precipitação de sulfato de bário ($BaSO_4$) nas tubulações. Essa precipitação se deve à baixa solubilidade desse sal, cuja constante do produto de solubilidade é $10^{-10} mol^2 \cdot L^{-2}$, a $25^\circ C$. Admita um experimento no qual foi obtido sulfato de bário a partir da reação entre cloreto de bário e ácido sulfúrico. Apresente a equação química completa e balanceada da obtenção do sulfato de bário no experimento e calcule a solubilidade desse sal, em $mol \cdot L^{-1}$ em uma solução saturada, a $25^\circ C$.

- 76 UPE 2011** O sulfato cúprico, CuS , é um sal muito pouco solúvel em água. O número de cátions Cu^{2+} existente em 10,0 mL de solução saturada desse sal é
Dados: $K_{ps} = 9,0 \cdot 10^{-36}$, $N = 6 \cdot 10^{23}$.

- A 10^4
B $1,8 \cdot 10^4$
C $2 \cdot 10^{23}$
D $1,5 \cdot 10^4$
E $3 \cdot 10^{-18}$

- 77 UFG** A água do mar possui alta concentração de sais. Quando evaporada gradualmente, os sais presentes precipitam na seguinte ordem: carbonato de cálcio ($0,12 g \cdot L^{-1}$); sulfato de cálcio hidratado ($1,75 g \cdot L^{-1}$); cloreto de sódio ($29,7 g \cdot L^{-1}$); sulfato de magnésio ($2,48 g \cdot L^{-1}$); cloreto de magnésio ($3,32 g \cdot L^{-1}$) e brometo de sódio ($0,55 g \cdot L^{-1}$). Nessas condições, o valor do produto de solubilidade
A do $MgSO_4$ é $2,48 g \cdot L^{-1}$
B do $NaBr$ é maior do que o do $CaSO_4 \cdot H_2O$.
C dos sais diminui, de acordo com a ordem apresentada.
D dos sais diminui, com a evaporação gradual.
E dos sais é igual, no momento da precipitação.

78 UEPG 2016 A solubilidade do cromato de prata (Ag_2CrO_4) em água, a 18°C , é $5 \cdot 10^{-7}$ mol/L. Assim, assinale o que for correto.

Dados: $\text{Ag} = 108$ g/mol; $\text{Cr} = 52$ g/mol; $\text{O} = 16$ g/mol.

- 01 O produto de solubilidade (K_{ps}) do cromato de prata, a 18°C é $5 \cdot 10^{-19}$ mol³/L³.
- 02 Quanto menor o valor de K_{ps} de uma substância mais solúvel ela será.
- 04 Em uma solução aquosa contendo $5 \cdot 10^{-7}$ mol/L de CrO_4^{2-} e $2 \cdot 10^{-6}$ mol/L de Ag^+ vai ter a formação de precipitado de Ag_2CrO_4 .
- 08 A expressão do produto de solubilidade é $K_{ps} = [\text{Ag}^{2+}] \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]$.
- 16 A solubilidade do cromato de prata, a 18°C , em g/L é $1,66 \cdot 10^{-4}$.

Soma:

79 UEM 2011 Sabendo-se que é possível estabelecer uma razão entre a solubilidade (y em mol/L) e o K_{ps} para um determinado sal, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

Considere $\sqrt[3]{0,425} \cong 0,75$ e $\sqrt[2]{1,2} \cong 1,1$.

- 01 A razão entre os K_{ps} dos sais FeCl_3 e FeCl_2 é $(27/4)y$.
- 02 Os sais $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ e $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ apresentam solubi-

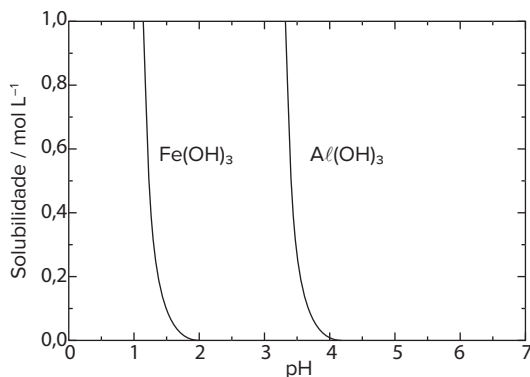
lidade igual a $5\sqrt{\frac{K_{ps}}{108}}$.

- 04 Como os valores de K_{ps} para o CuCl ($K_{ps} = 1,2 \cdot 10^{-6}$) e BaF_2 ($K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-6}$) são muito próximos, pode-se considerar que apresentam valores de solubilidades quase iguais.
- 08 A solubilidade de um sal do tipo MX ($K_{ps} = 4,0 \cdot 10^{-36}$) é maior que a de um sal do tipo M_2X_3 ($K_{ps} = 1,08 \cdot 10^{-98}$).

- 16 A expressão do produto de solubilidade para o sal $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 \rightleftharpoons \text{Sn}^{4+} + 2\text{SO}_4^{2-}$ é $K_{ps} = [\text{Sn}^{4+}]^4 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]^2$.

Soma:

80 Unicamp A solubilidade de algumas substâncias pode ser alterada com o pH do meio. Um exemplo pode ser observado no gráfico a seguir, que representa a variação da solubilidade dos sólidos $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (s) e $\text{Al}(\text{OH})_3$ (s) em função do pH. Assim, em $\text{pH} = 2,5$ tem-se $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (s) e em $\text{pH} = 1,0$, este hidróxido solubiliza-se.



- a) Considere uma solução de $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$, de concentração $0,2$ mol/L. A partir de que pH começará a haver precipitação do $\text{Al}(\text{OH})_3$ (s)?
- b) Sugira um valor ou um intervalo de pH adequado para precipitar apenas uma das duas substâncias e diga qual será a substância a ser precipitada.
- c) Adicionando-se $0,2$ mol de cada um desses dois hidróxidos em $1,0$ litro de água pura, será observada a solubilização dos mesmos? Justifique a sua resposta.

81 Fuvest Em um béquer foram misturadas soluções aquosas de cloreto de potássio, sulfato de sódio e nitrato de prata, ocorrendo, então, a formação de um precipitado branco, que se depositou no fundo do béquer. A análise da solução sobrenadante revelou as seguintes concentrações:

$$[\text{Ag}^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

De que é constituído o sólido formado? Justifique.

Composto	Produto de solubilidade	Cor
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10} (\text{mol/L})^2$	branca
Ag_2SO_4	$1,4 \cdot 10^{-5} (\text{mol/L})^3$	branca

82 Enem Devido ao seu alto teor de sais, a água do mar é imprópria para o consumo humano e para a maioria dos usos da água doce. No entanto, para a indústria, a água do mar é de grande interesse, uma vez que os sais presentes podem servir de matérias-primas importantes para diversos processos. Nesse contexto, devido a sua simplicidade e ao seu baixo potencial de impacto ambiental, o método da precipitação fracionada tem sido utilizado para a obtenção dos sais presentes na água do mar.

Tabela 1: Solubilidade em água de alguns compostos presentes na água do mar a 25°C

Soluto	Fórmula	Solubilidade g/kg de H_2O
Brometo de sódio	NaBr	$1,20 \cdot 10^3$
Carbonato de cálcio	CaCO_3	$1,30 \cdot 10^{-2}$
Cloreto de sódio	NaCl	$3,60 \cdot 10^2$
Cloreto de magnésio	MgCl_2	$5,41 \cdot 10^2$
Sulfato de magnésio	MgSO_4	$3,60 \cdot 10^2$
Sulfato de cálcio	CaSO_4	$6,80 \cdot 10^1$

PILOMBO, L. R. M.; MARCONDES, M.E.R.; GEPEC. Grupo de pesquisa em Educação Química. Química e Sobrevivência: Hidrosfera Fonte de Materiais. São Paulo: EDUSP, 2005 (adaptado).

Suponha que uma indústria objetiva separar determinados sais de uma amostra de água do mar a 25 °C, por meio da precipitação fracionada. Se essa amostra contiver somente os sais destacados na tabela, a seguinte ordem de precipitação será verificada:

- A Carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.
- B Brometo de sódio, cloreto de magnésio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, sulfato de cálcio e, por último, carbonato de cálcio.
- C Cloreto de magnésio, sulfato de magnésio e cloreto de sódio, sulfato de cálcio, carbonato de cálcio e, por último, brometo de sódio.
- D Brometo de sódio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio e, por último, cloreto de magnésio.
- E Cloreto de sódio, sulfato de magnésio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.

83 Acafe 2017 O hidróxido de alumínio pode ser usado em medicamentos para o combate de acidez estomacal, pois este reage com o ácido clorídrico presente no estômago em uma reação de neutralização. A alternativa que contém a $[OH^-]$ em mol/L de uma solução aquosa saturada de hidróxido de alumínio, sob a temperatura de 25 °C é:

Dados: constante do produto de solubilidade do hidróxido de alumínio a 25 °C: $1,0 \cdot 10^{-33}$

- A $3 \cdot 10^{-9} \cdot \sqrt[4]{\frac{1000}{27}}$ mol/L
- B $10^{-9} \cdot \sqrt[4]{\frac{1000}{27}}$ mol/L
- C $10^{-9} \cdot \sqrt[4]{\frac{1000}{3}}$ mol/L
- D $3 \cdot 10^{-9} \cdot \sqrt[4]{\frac{1000}{3}}$ mol/L

84 Acafe 2016 Baseado nos conceitos sobre solubilidade, analise as afirmações a seguir.

- I Nitrate de prata e cromato de potássio podem ser considerados sais solúveis em água
- II Não haverá precipitação de sulfato de bário em uma mistura de 250 mL de solução $4 \cdot 10^{-4}$ mol/L de sulfato de sódio com 250 mL de solução $4 \cdot 10^{-5}$ mol/L de cloreto de bário.
- III Cloreto de sódio, cloreto de cálcio e cloreto de prata são sais solúveis em água.
- IV Uma solução saturada de hidróxido de alumínio possui maior pH que uma solução saturada de hidróxido de ferro III.

Dados: Para resolução dessa questão considere temperatura de 25 °C. Constante do produto de solubilidade (K_s) do hidróxido de alumínio, hidróxido de ferro III e sulfato de bário respectivamente: $1,3 \cdot 10^{-33}$, $4 \cdot 10^{-38}$, e $1 \cdot 10^{-10}$.

Todas as afirmações corretas estão em:

- A II - III - IV
- B I - II - IV
- C I - IV
- D I - III

85 Enem 2011 O etanol é considerado um biocombustível promissor, pois, sob o ponto de vista do balanço de carbono, possui uma taxa de emissão praticamente igual a zero. Entretanto, esse não é o único ciclo bioquímico associado à produção de etanol. O plantio da cana-de-açúcar, matéria-prima para a produção de etanol, envolve a adição de macronutrientes como enxofre, nitrogênio, fósforo e potássio, principais elementos envolvidos no crescimento de um vegetal.

Revista Química Nova na Escola. no 28, 2008.

O nitrogênio incorporado ao solo, como consequência da atividade descrita anteriormente, é transformado em nitrogênio ativo e afetará o meio ambiente, causando

- A o acúmulo de sais insolúveis, desencadeando um processo de salinificação do solo.
- B a eliminação de microrganismos existentes no solo responsáveis pelo processo de desnitrificação.
- C a contaminação de rios e lagos devido à alta solubilidade de íons como NO_3^- e NH_4^+ em água.
- D a diminuição do pH do solo pela presença de NH_3 , que reage com a água, formando o $NH_4OH(aq)$
- E a diminuição da oxigenação do solo, uma vez que o nitrogênio ativo forma espécies químicas do tipo NO_2 , NO_3^- , N_2O .

Leia a tirinha a seguir e responda à questão **86**.



(Disponível em: <<http://dicasdeciencias.com/2011/03/28/garfield-saca-tudo-de-fisica/>>. Acesso em: 27 abr. 2016.)

- 86 UEL 2017** Entre algumas interpretações, a charge traz um apelo ao cuidado com a saúde. As características e as propriedades nutricionais de um produto industrializado a ser ingerido cotidianamente são muito importantes para promover a saúde alimentar, o que implica a necessidade de o consumidor verificar o rótulo dos produtos alimentícios. A tabela a seguir apresenta informações nutricionais de uma bebida láctea destinada ao público infantil.

Informação nutricional/45 g (1 pote)	Quantidade/pote
Açúcar adicionado (sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$)	5,13 g
Proteínas	2,8 g
Gorduras totais	1,4 g
Gorduras saturadas	0,9 g
Sódio	27 mg
Cálcio	150 mg
Gordura <i>trans</i>	0 g
Gorduras monoinsaturadas	0 g
Gorduras poliinsaturadas	0 g
Fibra alimentar	0 g
Ferro	1 mg
Fósforo	105 mg
Zinco	1 mg
Vitamina D	1,5 μ g
Vitamina E	1,5 mg

▶ **Dados:** massas molares (g/mol): C = 12; H = 1; O = 16; ΔH de combustão da sacarose = -1350 kcal/mol; $K_{ps}(Ca_3(PO_4)_2) = 1,3 \cdot 10^{-32}$; $K_{ps}(Fe_3(PO_4)_2) = 1,0 \cdot 10^{-36}$; vitaminas D e E são lipossolúveis; proteínas possuem, em média, 16,5% de nitrogênio.

Considerando as informações apresentadas na tabela e com base nos conhecimentos sobre termoquímica, reações químicas, sistemas heterogêneos e propriedades de ácidos carboxílicos, assinale a alternativa correta.

- A** A quantidade de energia liberada, por meio da combustão completa de sacarose, ao serem ingeridos dois potes da bebida láctea, é de 2700 kcal.
- B** Se a bebida láctea for ingerida após uma refeição rica em gorduras, a disponibilidade das vitaminas D e E na forma livre para o organismo será menor.
- C** Se as gorduras totais são, majoritariamente, ácidos graxos livres saturados de cadeia longa, então, após ingestão da bebida láctea, elas serão mais bem dissolvidas na fase aquosa do sangue.
- D** Se o ferro está na forma Fe^{2+} e o cálcio na forma Ca^{2+} , na presença de fosfato e na ausência de

qualquer outra espécie química, a disponibilidade dos íons Ca^{2+} , para o organismo será maior.

- E** O consumo de um pote da bebida láctea equivale à ingestão de, aproximadamente, 1,6 g de nitrogênio.

- 87 Fuvest** Preparam-se duas soluções saturadas, uma de oxalato de prata ($Ag_2C_2O_4$) e outra de tiocianato de prata ($AgSCN$). Esses dois sais têm, aproximadamente, o mesmo produto de solubilidade (da ordem de 10^{-12}). Na primeira, a concentração de íons prata é $[Ag^+]_1$ e, na segunda, $[Ag^+]_2$; as concentrações de oxalato e tiocianato são, respectivamente, $[C_2O_4^{2-}]$ e $[SCN^-]$.

Nesse caso, é correto afirmar que

- A** $[Ag^+]_1 = [Ag^+]_2$ e $[C_2O_4^{2-}] < [SCN^-]$
- B** $[Ag^+]_1 > [Ag^+]_2$ e $[C_2O_4^{2-}] > [SCN^-]$
- C** $[Ag^+]_1 > [Ag^+]_2$ e $[C_2O_4^{2-}] = [SCN^-]$
- D** $[Ag^+]_1 < [Ag^+]_2$ e $[C_2O_4^{2-}] < [SCN^-]$
- E** $[Ag^+]_1 = [Ag^+]_2$ e $[C_2O_4^{2-}] > [SCN^-]$

- 88 Uerj 2013** Em um experimento, foram misturadas duas soluções aquosas a $25^\circ C$ cada uma com volume igual a 500 mL. Uma delas tem como soluto o brometo de potássio na concentração de $0,04 \text{ mol} \cdot L^{-1}$; a outra tem como soluto o nitrato de chumbo II.

A mistura reagiu completamente, produzindo uma solução saturada de brometo de chumbo II, cuja constante do produto de solubilidade, também a $25^\circ C$, é igual a $4 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^3 \cdot L^{-3}$.

Calcule a concentração, em $\text{mol} \cdot L^{-1}$, da solução inicial de nitrato de chumbo II e indique sua fórmula química.

- 89 UEM 2013** Com base nas informações da tabela a seguir e nos conhecimentos sobre solubilidade, assinale o que for correto.

sal	$K_{ps}(25^\circ C)$
$BaSO_4$	$1,0 \cdot 10^{-10}$
$Mg(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-12}$

- 01 Em uma solução saturada de $BaSO_4$ a $25^\circ C$, a concentração de íons bário é de $1,0 \cdot 10^{-5}$.
- 02 Entre os dois compostos, o $Mg(OH)_2$ é o que apresenta a menor solubilidade em água a $25^\circ C$.
- 04 Na evaporação de um litro de uma solução aquosa que contém 0,001 g de $BaSO_4$ e 0,001 g de $Mg(OH)_2$, o primeiro composto a precipitar é o $BaSO_4$.
- 08 A solubilidade do $BaSO_4$ em uma solução de K_2SO_4 , de concentração 0,001 mol/L, é 100 vezes menor do que a solubilidade desse mesmo sal em água pura.
- 16 A solubilidade de um sal a $100^\circ C$ é sempre maior do que a solubilidade desse mesmo sal a $25^\circ C$.

Soma:

- 90 ITA** Esta tabela apresenta a solubilidade de algumas substâncias em água, a 15 °C:

Substância	Solubilidade (g soluto/100 g H ₂ O)
ZnS	0,00069
ZnSO ₄ · 7 H ₂ O	96
ZnSO ₃ · 2 H ₂ O	0,16
Na ₂ S · 9 H ₂ O	46
Na ₂ SO ₄ · 7 H ₂ O	44
Na ₂ SO ₃ · 2 H ₂ O	32

Quando 50 mL de uma solução aquosa 0,10 mol L⁻¹ em sulfato de zinco são misturados a 50 mL de uma solução aquosa 0,010 mol L⁻¹ em sulfeto de sódio, à temperatura de 15 °C, espera-se observar

- A** a formação de uma solução não saturada constituída pela mistura das duas substâncias.
B a precipitação de um sólido constituído por sulfeto de zinco.
C a precipitação de um sólido constituído por sulfeto de zinco.
D a precipitação de um sólido constituído por sulfato de zinco.
E a precipitação de um sólido constituído por sulfeto de sódio.

- 91 ITA** Utilizando os dados fornecidos na tabela da questão anterior afirmar que o produto de solubilidade do sulfeto de sódio em água, a 15 °C, é igual a
- A** $8 \cdot 10^{-3}$. **C** $3,2 \cdot 10^{-2}$. **E** 32.
B $1,6 \cdot 10^{-2}$. **D** 8.

- 92 ITA** Seja S a solubilidade de Ag₃PO₄ em 100 g de água pura numa dada temperatura. A seguir, para a mesma temperatura, são feitas as seguintes afirmações a respeito da solubilidade de Ag₃PO₄ em 100 g de diferentes soluções aquosas:

- I. A solubilidade do Ag₃PO₄ em solução aquosa 1 mol/L de HNO₃ é maior do que S.
 II. A solubilidade do Ag₃PO₄ em solução aquosa 1 mol/L de AgNO₃ é menor do que S.
 III. A solubilidade do Ag₃PO₄ em solução aquosa 1 mol/L de Na₃PO₄ é menor do que S.
 IV. A solubilidade do Ag₃PO₄ em solução aquosa 1 mol/L de KCN é maior do que S.
 V. A solubilidade do Ag₃PO₄ em solução aquosa 1 mol/L de NaNO₃ é praticamente igual a S.

Destas afirmações, estão CORRETAS

- A** Apenas I, II e III. **D** apenas II, III e V.
B apenas I, III e IV. **E** todas.
C apenas II, III e IV.

- 93 ITA** Um recipiente contém 0,50 L de uma solução aquosa com as espécies químicas Pb²⁺(aq), SCN⁻(aq) e Pb(SCN)₂(c). Estando o sistema em equilíbrio químico e a temperatura sendo constante, as concentrações das espécies químicas Pb²⁺(aq), SCN⁻(aq) e a quantidade de Pb(SCN)₂(c) não variam com o tempo. Qual das opções a seguir só contém informação(ões) CORRETA(S) a respeito desse sistema?

- A** A adição de 0,30 g de Pb(NO₃)₂(c) diminuirá a concentração de Pb²⁺(aq) no recipiente.
B A adição de 0,30 g de Pb(NO₃)₂(c) aumentará a concentração de SCN⁻(aq) no recipiente.
C A adição de 0,60 g de Pb(SCN)₂ manterá constantes as concentrações de Pb²⁺(aq) e SCN⁻(aq), e aumentará a quantidade de Pb(SCN)₂.
D A adição de 0,60 g de Pb(SCN)₂(c) aumentará as respectivas concentrações de Pb²⁺(aq) e SCN⁻(aq), sem aumentar a quantidade de Pb(SCN)₂(c).
E A adição de 0,60 g de Pb(SCN)₂(c) aumentará a concentração de Pb²⁺(aq) e a quantidade de Pb(SCN)₂(c) no recipiente.

- 94 ITA** Considere as afirmações a seguir, todas relativas à temperatura de 25 °C, sabendo que os produtos de solubilidade das substâncias hipotéticas XY, XZ e XW são, respectivamente, iguais a 10⁻⁸, 10⁻¹² e 10⁻¹⁶, naquela temperatura.

- I. Adicionando-se 1 · 10⁻³ mol do ânion W proveniente de um sal solúvel a 100 mL de uma solução aquosa saturada em XY sem corpo de fundo, observa-se a formação de um sólido.
 II. Adicionando-se 1 · 10⁻³ mol do ânion Y proveniente de um sal solúvel a 100 mL de uma solução aquosa saturada em XW sem corpo de fundo, não se observa a formação de sólido.
 III. Adicionando-se 1 · 10⁻³ mol de XZ sólido a 100 mL de uma solução aquosa contendo 1 · 10⁻³ mol L⁻¹ de um ânion Z proveniente de um sal solúvel, observa-se um aumento da quantidade de sólido.
 IV. Adicionando-se uma solução aquosa saturada em XZ sem corpo de fundo a uma solução aquosa saturada em XZ sem corpo de fundo, observa-se a formação de um sólido.

Das afirmações apresentadas, está(ão) CORRETA(S)

- A** apenas I e II.
B apenas I e III.
C apenas II.
D apenas III e IV.
E apenas IV.

Solução-tampão

Quando se adiciona um ácido ou uma base à água destilada, ocorre uma variação bastante significativa no pH do sistema, principalmente se a adição for de um ácido ou uma base forte. Entretanto, existem soluções que, de maneira natural, “amortecem” a variação da acidez ou basicidade do meio, mesmo com a adição de ácidos ou de bases. Essas soluções são chamadas de **soluções-tampão**.

Solução-tampão é aquela que mantém o seu pH praticamente inalterado mesmo com a adição de quantidades consideráveis de ácidos ou de bases. As soluções tamponadas são muito frequentes. Veja alguns exemplos.

- O sangue e outros fluidos de seres vivos são tamponados. Isso é fundamental para a manutenção da vida, já que variações superiores a 0,4 no valor do pH do sangue (que tem pH entre 7,35 e 7,45) podem causar até a morte. Assim, o amortecimento do pH é imprescindível, dado que seres vivos ingerem ácidos e bases na alimentação. Esse importante tampão é composto pelo par $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})/\text{HCO}_3(\text{aq})$, em equilíbrio.
- A água do mar, que é ligeiramente básica ($\text{pH} \approx 8,2$), é um tampão. Isso contribui para a manutenção da base da cadeia alimentar marinha, já que essa base é composta, em grande parte, de seres microscópicos e extremamente sensíveis. Alguns deles não suportariam variações substanciais no pH.
- Soluções laboratoriais padrão, utilizadas para a calibragem dos pHmetros digitais modernos, são soluções tamponadas.

Dois combinações de substâncias, em equilíbrio, mostram-se apropriadas para que uma solução tenha efeito tamponante:

Ácido fraco/Sal correspondente (base conjugada)

– Base fraca/Sal correspondente (ácido conjugado)

A seguir, analisaremos as misturas que resultam nas combinações mencionadas anteriormente, além das razões pelas quais essas misturas apresentam efeito tamponante.

Tipos de tampão

a) Ácido fraco/Sal correspondente

Para se compreender o efeito tamponante, tomaremos como ácido fraco o ácido acético (CH_3COOH) e como sal correspondente o acetato de sódio (CH_3COONa). Em meio aquoso, temos:



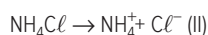
Quando se adiciona base a esse sistema, há um consumo de H^+ . Como o ácido acético é um **ácido fraco**, tem-se o equilíbrio do ácido não ionizado com seus íons. Pelo princípio de Le Chatelier, o consumo de H^+ faz com que haja deslocamento de equilíbrio para a direita, no sentido de repor o H^+ consumido. Assim, fica evidente o amortecimento da variação de pH pela adição de base ao sistema, ou seja, o pH se altera menos nesse sistema do que em outro não tamponado. O efeito tamponante é tanto mais eficiente quanto mais fraco for o ácido, já que, nesse caso, as reservas de ácido não ionizado são maiores. Assim, há mais possibilidade de se deslocar o equilíbrio no sentido de repor o H^+ perdido em caso de adição de alcalinos.

Note que para um ácido forte não há equilíbrio. O ácido estaria totalmente ionizado. Dessa forma, com o acréscimo de base, haveria o consumo de H^+ . Entretanto, sem as reservas de ácido não ionizado, não haveria reposição do H^+ consumido (não há deslocamento para sistemas reacionais com grau de ionização 100%). Portanto, para um ácido forte, não haveria amortecimento na variação de pH e o sistema seria não tamponado. Vale ressaltar ainda que a presença da base conjugada (equação II) dificulta a ionização do ácido fraco (equação I), aumentando as reservas de ácido não ionizado.

No caso da adição de ácido ao sistema, ocorre aumento da concentração de H^+ . Pelo princípio de Le Chatelier, o equilíbrio é deslocado para a esquerda, no sentido de consumir o H^+ adicionado. Para que esse deslocamento ocorra, é preciso que haja a base conjugada correspondente na solução (que, nesse caso, é o ânion acetato), pois é ela que consumirá o H^+ . Entretanto, o ânion acetato proveniente do ácido está em concentrações muito pequenas, já que a ionização de um ácido fraco tem rendimento extremamente baixo. Para que a solução tenha concentrações adequadas do ânion acetato, o sistema deve conter um sal solúvel, cujo ânion seja comum ao ácido fraco: **é o sal correspondente**. Com uma boa concentração de sal correspondente, há uma boa reserva de base conjugada para consumir o H^+ adicionado. Assim, o sistema resiste bem à variação de pH, mesmo que se adicionem quantidades consideráveis de ácido. É por isso que um sistema tamponado deve ter o sal correspondente.

b) Base fraca/Sal correspondente

Neste segundo caso, o raciocínio é totalmente análogo ao do caso anterior. Tomaremos como base fraca o hidróxido de amônio (NH_4OH) e como sal correspondente o cloreto de amônio (NH_4Cl). Em meio aquoso, temos:



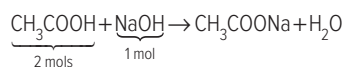
Ao adicionar ácido a esse sistema, há um consumo de OH^- . Como o hidróxido de amônio é uma **base fraca**, tem-se o equilíbrio da base não ionizada com seus íons. De acordo com o princípio de Le Chatelier, o consumo de OH^- faz com que ocorra deslocamento de equilíbrio para a direita, no sentido de repor o OH^- consumido. Assim, fica evidente o amortecimento da variação de pH pela adição de ácido ao sistema. Quanto mais fraca for a base, mais eficiente será o efeito tamponante, já que, nesse caso, as reservas de base não ionizada são maiores. Assim, há mais possibilidade de se deslocar o equilíbrio no sentido de repor o OH^- perdido em caso de adição de ácidos.

Para uma base forte não há equilíbrio, a base estaria totalmente dissociada. Com o acréscimo do ácido, haveria o consumo de OH^- ; entretanto, sem as reservas de base não dissociada, não haveria reposição do OH^- consumido. Podemos concluir que, para uma base forte, não haveria amortecimento na variação de pH e o sistema seria não tamponado. A presença do ácido conjugado (equação II) dificulta a ionização da base fraca (equação I), aumentando as reservas de base não ionizada

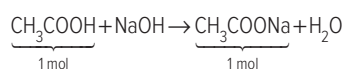
Quando acontece a adição de base ao sistema, há um aumento da concentração de OH^- . Pelo princípio de Le Chatelier, o equilíbrio é deslocado para a esquerda, no sentido de consumir o OH^- adicionado. Para que esse deslocamento ocorra, é preciso que haja o ácido conjugado correspondente na solução (que, nesse caso, é o cátion amônio), pois é ele quem consumirá o OH^- . Porém, o cátion amônio proveniente da base está em concentrações muito pequenas, uma vez que a ionização de uma base fraca tem rendimento extremamente baixo. Para que a solução tenha concentrações adequadas do cátion amônio, o sistema deve conter um sal solúvel, cujo cátion seja comum à base fraca: **é o sal correspondente**. Com uma concentração suficiente de sal correspondente, há uma boa reserva de ácido conjugado para consumir o OH^- adicionado. Assim, o sistema resiste bem à variação de pH, mesmo que se adicione quantidades consideráveis de base.

c) Ácido fraco (em excesso)/Base forte:

Vamos supor que se adicionem 2 mols de ácido acético e 1 mol de hidróxido de sódio em água suficiente para 1 L de solução aquosa. Nesse caso, ocorre a reação de neutralização dada pela equação a seguir:



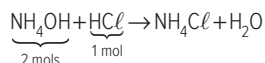
Depois que a reação ocorre, tem-se:



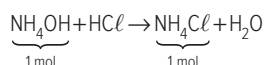
Nesse caso, é fácil perceber que a mistura de ácido fraco em excesso com base forte resulta no par **ácido fraco/sal correspondente**. Assim, esse caso é equivalente àquele estudado no item **a**.

d) Base fraca (em excesso)/Ácido forte:

De modo semelhante ao que foi feito no item **c**, supondo que se adicione 2 mols de hidróxido de amônio e 1 mol de ácido clorídrico em água suficiente para 1 L de solução aquosa. Teremos a reação de neutralização dada pela equação a seguir:



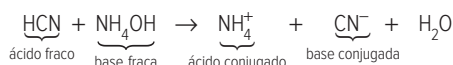
Depois que a reação ocorre, tem-se:



Podemos perceber que, nesse caso, obtemos o par **base fraca/sal correspondente**. Assim, esse caso é equivalente àquele estudado no item **b**.

e) Ácido fraco/Base fraca:

A mistura de um ácido fraco e uma base fraca também tem efeito tamponante, já que o sistema apresenta os pares **ácido fraco/sal correspondente** e **base fraca/sal correspondente**. Observe na equação a seguir.

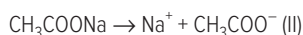
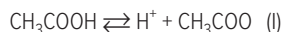


pH de soluções-tampão

Agora que já estudamos os possíveis casos de soluções-tampão, aprenderemos como calcular o pH de sistemas tamponados, por meio de fórmulas de **Henderson-Hasselbalch**, que serão deduzidas a seguir.

Para tampões com ácido fraco (casos **a** e **c**)

Suponha o seguinte sistema tamponado:



Para o equilíbrio dado pela equação (I), a constante K_a é dada por:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Como o ácido acético é fraco, temos $[CH_3COOH]_{\text{equilíbrio}} \approx [CH_3COOH]_{\text{inicial}}$. Pelo mesmo motivo, $[CH_3COO^-]$ proveniente do ácido fraco é muito menor do que $[CH_3COO^-]$ proveniente do sal. Assim, $[CH_3COO^-]_{\text{equilíbrio}} \approx [CH_3COO^-]_{\text{sal}}$. Portanto, levando-se em conta as hipóteses simplificadoras, podemos reescrever K_a da seguinte maneira:

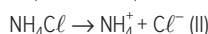
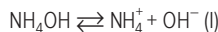
$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [\text{sal}]}{[\text{ácido}]}$$

Aplicando-se $-\log$ a ambos os membros, temos:

$$\begin{aligned} -\log K_a &= -\log \left(\frac{[H^+] \cdot [\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \right) \therefore -\log K_a = -\log [H^+] - \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \right) \\ \therefore pK_a &= pH - \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \right) \therefore pH = pK_a + \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \right) \end{aligned}$$

Para tampões com base fraca (casos b e d)

Suponha o seguinte sistema tamponado:



Para o equilíbrio dado pela equação (I), a constante K_b é dada por:

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]}$$

Sabendo-se que o hidróxido de amônio é fraco, temos $[NH_4OH]_{\text{equilíbrio}} \approx [NH_4OH]_{\text{inicial}}$. Pelo mesmo motivo, $[NH_4^+]$ proveniente da base fraca é muito menor do que $[NH_4^+]$ proveniente do sal. Assim, $[NH_4^+]_{\text{equilíbrio}} \approx [NH_4^+]_{\text{sal}}$. Portanto, levando-se em conta as hipóteses simplificadoras, podemos reescrever K_b da seguinte maneira:

$$K_b = \frac{[OH^-] \cdot [\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

Novamente, aplicando-se $-\log$ a ambos os membros, temos:

$$\begin{aligned} -\log K_b &= -\log \left(\frac{[OH^-] \cdot [\text{sal}]}{[\text{base}]} \right) \therefore -\log K_b = -\log [OH^-] - \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]} \right) \\ \therefore pK_b &= \underbrace{pOH}_{14-pH} - \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]} \right) \therefore pH = 14 - pK_b - \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]} \right) \end{aligned}$$

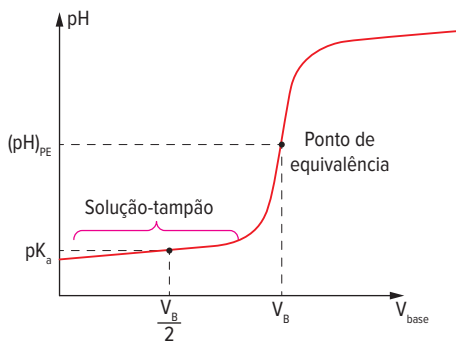
Para tampões do caso e

Nesse caso, basta calcular o pH de um sistema formado por um ácido fraco e por uma base fraca, como mostrado no exercício resolvido 14 da teoria.

Análise gráfica

Quando se titula um ácido fraco com uma base forte, de tal forma que o ácido fraco esteja em excesso (caso c), o sistema resultante da titulação incompleta é tamponado. Isso ocorre porque esse sistema apresenta ácido fraco e o sal correspondente. Se adicionarmos mais base a esse tampão já estabelecido, o sistema amortecerá variações de pH decorrentes dessa adição, enquanto houver excesso de ácido fraco. Porém, quando a proporção estequiométrica for atingida, alcança-se o ponto de equivalência. Nesse caso, a adição de base ao tampão foi além do que o sistema tamponado poderia suportar.

Isso significa que o tampão foi rompido, ou seja, perdeu a capacidade de amortecer variações de pH. Note, por meio do gráfico a seguir, as situações para as quais o sistema é tamponado.



Em que:

$(\text{pH})_{\text{PE}} \triangleq$ pH do ponto de equivalência

$V_B \triangleq$ volume da solução de base forte utilizado na titulação

$\text{p}K_a \triangleq -\log K_a$, em que K_a é a constante de ionização do ácido fraco.

Fig. 1 Curva de titulação de um ácido fraco com uma base forte.

No gráfico, deve-se observar que:

- No ponto de equivalência (PE), ácido e base estão em proporção estequiométrica. O pH do ponto de equivalência não é necessariamente 7, pois predomina o caráter do mais forte. Nesse caso, o $(\text{pH})_{\text{PE}} > 7$.
- Se V_B é o volume da solução básica a ser usado para reagir estequiometricamente com o ácido, então $\frac{V_B}{2}$ é o volume de solução básica que reage com a metade do ácido disponível. Assim, para a tabela em mols, tem-se:

	Ácido	+ base	\rightleftharpoons	Sal correspondente	+ água
Início:	$n_B \cdot V_B$	$\frac{n_B \cdot V_B}{2}$		0	
Reagiu:	$-\frac{n_B \cdot V_B}{2}$	$-\frac{n_B \cdot V_B}{2}$		$+\frac{n_B \cdot V_B}{2}$	
Final:	$\frac{n_B \cdot V_B}{2}$	0		$\frac{n_B \cdot V_B}{2}$	

Dessa forma, $\frac{[\text{Sal}]}{[\text{Ácido}]}$ para um volume de solução básica $\frac{V_B}{2}$ é igual a 1. Pela fórmula do cálculo do pH de um tampão com ácido fraco, para essa situação, tem-se:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \right) \therefore \text{pH} = \text{p}K_a + \log 1 \therefore \text{pH} = \text{p}K_a$$

Esse é um importante resultado no estudo dos tampões.

Para que um tampão funcione, é preciso que se tenha uma quantidade mínima de eletrólito fraco (ácido ou base) e sal correspondente. Assim, há uma condição para que o sistema tenha eficiência tamponante:

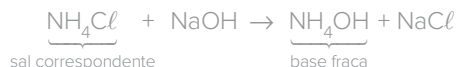
$$\text{Condição de tampão} \left\{ \begin{array}{l} \frac{1}{10} \leq \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \leq 10 \\ \text{ou equivalentemente} \\ \text{pH} = \text{p}K_a \pm 1 \end{array} \right.$$

Exercícios resolvidos

1 Uma solução aquosa contendo cloreto de amônio em excesso e hidróxido de sódio tem efeito tamponante?

Resolução:

Quando cloreto de amônio reage com hidróxido de sódio, tem-se a formação de base fraca, segundo a equação:



O par base fraca e sal correspondente em solução aquosa conferem efeito tamponante ao sistema.

2 Qual o valor do pH de uma solução-tampão em que se mistura 0,75 mol de ácido acético com 0,5 mol de hidróxido de sódio?

Dado: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Resolução:

Para esse sistema, podemos construir a seguinte tabela, em mols:

	CH_3COOH	+	NaOH	\rightleftharpoons	CH_3COONa	+	H_2O
Início:	0,75		0,5		0		
Reagiu:	-0,5		-0,5		+0,5		
Final:	0,25		0		0,5		

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \right)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{0,5/V}{0,25/V} \right)$$

$$\text{pH} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log 2 \therefore \text{pH} = 5,05$$

3 Ateste a capacidade tamponante da solução do exercício anterior.

Resolução:

$$\text{Como } \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} = 2 \therefore \frac{1}{10} \leq \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \leq 10.$$

Assim, a solução do item anterior satisfaz a condição de eficiência tamponante.

Resumindo

- Equilíbrio iônico da água

Autoionização da água: $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

em que $K_w = [\text{H}^+(\text{aq})] \cdot [\text{OH}^-(\text{aq})]$

- $\text{pH} = -\log[\text{H}^+(\text{aq})]$
- $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-(\text{aq})]$

Se $[\text{H}^+(\text{aq})] > [\text{OH}^-(\text{aq})]$, o meio é ácido; se $[\text{H}^+(\text{aq})] = [\text{OH}^-(\text{aq})]$, o meio é neutro; e se $[\text{H}^+(\text{aq})] < [\text{OH}^-(\text{aq})]$, o meio é básico.

Para a temperatura ambiente, temos:

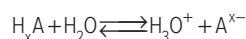
- $\text{pH} = 7$, significa que o meio é neutro.
- Para valores de pH cada vez menores do que 7, o meio é cada vez mais ácido.
- Para valores de pH cada vez maiores do que 7, o meio é cada vez mais básico.
- $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

Conceitos de ácidos e bases

• Arrhenius:

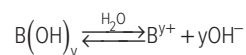
Ácidos são compostos que, em solução aquosa, ionizam-se, liberando o íon H^+ para a formação do íon H_3O^+ (hidrônio ou hidroxônio).

Ionização dos ácidos:

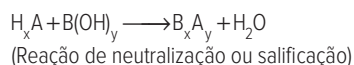


Bases são compostos que, em solução aquosa, dissociam-se, liberando o íon OH^- (hidroxila ou oxidrila).

Dissociação/ionização das bases:



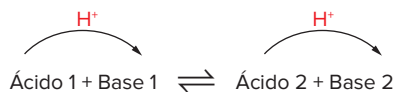
Para Arrhenius, ácidos e bases reagem entre si produzindo sal e água:



• Bronsted-Lowry:

Ácido é toda espécie doadora de H^+ .

Base é toda espécie receptora de H^+ .



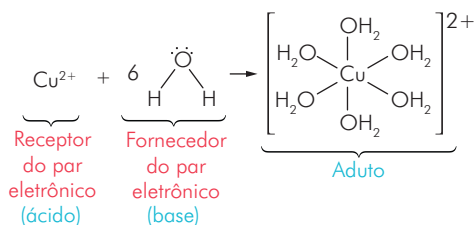
Os pares de ácido-base conjugados são: Ácido 1/Base 2 e Ácido 2/Base 1. Quanto maior for a força de um ácido/base, menor será a força de sua base/ácido conjugado, respectivamente.

Lewis:

Ácido é toda espécie receptora do par eletrônico.

Base é toda espécie fornecedora do par eletrônico.

Para Lewis, a reação entre ácido e base resulta em aduto ou complexo:



• Hidrólise de sais

Hidrólise de sal de ácido e base fortes:

- não há hidrólise. Tem-se apenas a autoionização da água.
- o meio final é neutro.

$$K_h = K_w$$

Hidrólise de sal de ácido forte e base fraca:

há hidrólise motivada pelo íon derivado do eletrólito fraco.

- o meio final é ácido.

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Hidrólise de sal de ácido fraco e base forte:

- há hidrólise motivada pelo íon derivado do eletrólito fraco.
- o meio final é básico.

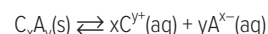
$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Hidrólise de sal de ácido e base fracos:

- há hidrólise motivada pelos íons derivados dos eletrólitos fracos.
- o meio final terá um pH próximo do neutro ou neutro, em que predominará o caráter do mais forte.

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

• Equilíbrios heterogêneos



$$\text{Onde } K_{ps} = [\text{C}^{y+}(\text{aq})]^x \cdot [\text{A}^{x-}(\text{aq})]^y$$

K_{ps} = Produto de solubilidade

- 1º caso:** os íons dissolvidos são todos provenientes da dissolução do eletrólito:
- A solubilidade (S) é o número de mols do soluto que satura uma solução de 1 L. Para íons dissolvidos em solução provenientes da dissolução de um eletrólito, pode-se relacionar a solubilidade S com o K_{ps} .

Exemplo:

Para o BaSO_4 , temos:



$$\text{Como } K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}(\text{aq})]^1 \cdot [\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})]^1 \therefore K_{ps} = S \cdot S \therefore K_{ps} = S^2.$$

O composto de menor K_{ps} não é necessariamente o menos solúvel.

– **2º caso:** os íons dissolvidos são provenientes de soluções distintas.

Nesse caso, é muito provável que cátions e ânions não estejam em proporção estequiométrica. Após a mistura das soluções, cátion e ânion terão concentrações molares $[C^{y+}(\text{aq})]_{\text{mistura}}$ e $[A^{x-}(\text{aq})]_{\text{mistura}}$. Assim, podemos calcular o Q_{ps} :

$$Q_{ps} = [C^{y+}(\text{aq})]_{\text{mistura}}^x \cdot [A^{x-}(\text{aq})]_{\text{mistura}}^y$$

$$\text{Se } Q_{ps} \begin{cases} > K_{ps} \Rightarrow \text{precipitação (equilíbrio entre sólido e solução saturada)} \\ = K_{ps} \Rightarrow \text{solução saturada sem precipitação (iminência de equilíbrio)} \\ < K_{ps} \Rightarrow \text{solução insaturada sem precipitação (não há equilíbrio)} \end{cases}$$

Quer saber mais?



Site

Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc13/v13a04.pdf>>.

Exercícios complementares

1 PUC-Rio 2014 Uma solução aquosa contendo hidróxido de potássio como soluto possui pH 12. Sendo o produto iônico da água igual a $1,0 \cdot 10^{-14}$, a 25 °C, a concentração de OH^- em quantidade de matéria ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) nessa solução é:

- A 10^{-1}
- B 10^{-2}
- C 10^{-6}
- D 10^{-8}
- E 10^{-12}

2 Unicid 2017 De um estudo das propriedades físico-químicas de águas coletadas em 36 fontes naturais de água mineral, situadas nos estados do Rio de Janeiro, São Paulo, Minas Gerais, Espírito Santo e Bahia, foram selecionadas as informações:

	pH a 25 °C	Composição aniônica (mg/L)	Resíduos após evaporação a 180 °C (mg/L)
Água 1	4,1	16,9	29,9
Água 2	5,4	27,9	52,0
Água 3	6,0	33,9	32,0
Água 4	7,2	59,9	88,0

(M. A. P. Rebelo e N. C. Araujo. *Rev Ass Med Brasil*, 1999. Adaptado.)

- a) A partir dos dados da tabela, qual a água de maior acidez? Estabeleça uma relação que mostre o quanto a água de maior acidez é mais ácida que a água de menor acidez.
- b) Em qual dessas águas é esperada maior condutividade elétrica a 25 °C? Justifique sua resposta.

- 3 EsPCEX 2014** Considere uma solução aquosa de HCl de concentração $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ completamente dissociado (grau de dissociação: $\alpha = 100 \%$). Tomando-se apenas $1,0 \text{ mL}$ dessa solução e adicionando-se $9,0 \text{ mL}$ de água pura, produz-se uma nova solução. O valor do potencial hidrogeniônico (pH) dessa nova solução será de
- A 1,0
B 2,0
C 3,0
- D 4,0
E 5,0

- 4 PUC-Minas 2015** Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, relacionando a solução aquosa com seu pH.

1. H_2O	0
2. $\text{NaOH } 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	1
3. $\text{NaOH } 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	7
4. $\text{HCl } 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	11
5. $\text{HCl } 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	12

Assinale a sequência CORRETA encontrada

- A 5 – 4 – 1 – 2 – 3
B 2 – 3 – 1 – 4 – 5
C 1 – 5 – 4 – 3 – 2
D 3 – 2 – 5 – 4 – 1

- 5 Acafe 2014** Uma determinada solução aquosa apresenta $[\text{H}^+] = 3 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ sob temperatura de $60 \text{ }^\circ\text{C}$

Dado: Considere $K_w = 9 \cdot 10^{-14}$ sob temperatura de $60 \text{ }^\circ\text{C}$.
 $\log_3 = 0,48$.

Logo, é correto afirmar, **exceto**:

- A A solução aquosa apresenta pH = 6,52.
B A solução aquosa apresenta pOH = 7,48.
C A solução aquosa apresenta $[\text{OH}^-] = 10^{6,52} \text{ mol/L}$.
D Nas condições abordadas é válida a seguinte relação: $\text{pH} + \text{pOH} < 14$.
- 6 Uern 2012** Um indivíduo, querendo evitar uma gripe, ingere um comprimido de ácido ascórbico (vitamina C), $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$. Sabe-se que o comprimido pesa $3,52 \text{ g}$ dissolvido em 100 mL de água. Calcule o pH dessa solução, estando ela 5% ionizada.
- A 0,2
B 1
- C 2
D 3
- 7 ITA 2015** O grau de dissociação, α , do ácido acético em solução aquosa $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ é 100 vezes menor que o do ácido clorídrico também em solução aquosa $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Com base nestas informações, pode-se afirmar que o pH da solução aquosa do ácido acético $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ é
- A zero.
B um.
C dois.
- D três.
E quatro.

Texto para a questão **8**.

Cerca de $\frac{1}{4}$ de todo o dióxido de carbono liberado pelo uso de combustíveis fósseis é absorvido pelo oceano, o que leva a uma mudança em seu pH e no equilíbrio do carbonato na água do mar. Se não houver uma ação rápida para reduzir as emissões de dióxido de carbono, essas mudanças podem levar a um impacto devastador em muitos organismos que possuem esqueletos, conchas e revestimentos, como os corais, os moluscos, os que vivem no plâncton, e no ecossistema marinho como um todo.

- 8 Unicamp 2011** Do ponto de vista químico, inicialmente ocorrem a dissolução do dióxido de carbono gasoso na água e a formação de dióxido de carbono em solução. Uma vez dissolvido na água do mar, o dióxido de carbono reage rapidamente com a água, modificando seu equilíbrio iônico. Assim, a reação do dióxido de carbono com a água

- A faz o pH da água aumentar e pode ser representada por $\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) \rightarrow \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$.
B faz o pH da água baixar e pode ser representada por $\text{CO}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{aq})$.
C faz o pH da água baixar e pode ser representada por $\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) \rightarrow \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$.
D faz o pH da água aumentar e pode ser representada por $\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$.

- 9 PUC-Minas 2016** Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, relacionando o valor do Potencial de Hidrogênio com a substância.

1. pH = 2,5	Sangue Humano
2. pH = 6,5	Leite
3. pH = 7,4	Suco de limão
4. pH = 11,5	Água Sanitária

Assinale a sequência CORRETA encontrada.

- A 3 2 1 4
B 3 1 2 4
- C 4 1 2 3
D 4 2 3 1

- 10 Fasm 2016** A tabela apresenta os valores da concentração de íons H^+ , em mol/L , medidos a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, de um grupo de produtos.

Produto	$[\text{H}^+]$
Refrigerante	10^{-3}
Alvejante caseiro	$10^{-12,5}$
Vinho	$10^{-3,5}$
Leite de magnésia	10^{-10}
Cerveja	$10^{-4,5}$

- a) Na tabela reproduzida abaixo, complete o valor medido de pH a 25 °C.

Produto	[H ⁺]	pH
Refrigerante	10 ⁻³	
Alvejante caseiro	10 ^{-12,5}	
Vinho	10 ^{-3,5}	
Leite de magnésia	10 ⁻¹⁰	
Cerveja	10 ^{-4,5}	

- b) Determine a concentração de íons hidroxila, [OH⁻] em mol/L, no leite de magnésia, apresentando os cálculos. Apresente um produto da tabela com propriedades para neutralizar o pH do leite de magnésia.

11 Unesp 2012

Cores nas lagoas



O listrado multicor que se desenha na areia quando o nível da água baixa nas lagoas do Pantanal da Nhecolândia, conhecidas como salinas, em Mato Grosso do Sul, por muito tempo foi um mistério para observadores. A explicação está numa cianobactéria que sobrevive nas condições dessas águas de pH entre 9 e 11. Na época seca essas bactérias se reproduzem em profusão e pintam as lagoas com substâncias de sua própria decomposição.

(Pesquisa FAPESP, fevereiro de 2012. Adaptado.)

Águas que apresentam pH entre 9 e 11 são

- A ácidas, com [H⁺] que varia de 10⁻⁵ a 10⁻³ mol/L.
 B ácidas, com [H⁺] que varia de 10⁻² a 10⁻⁴ mol/L.
 C alcalinas, com [OH⁻] que varia de 10⁻² a 10⁻⁴ mol/L.
 D alcalinas, com [OH⁻] que varia de 10⁻⁵ a 10⁻³ mol/L.
 E neutras, com [H⁺] que se iguala a [OH⁻], de 10⁻⁷ mol/L.

- 12 Unicamp 2016 A tira tematiza a contribuição da atividade humana para a deterioração do meio ambiente. Do diálogo apresentado, pode-se depreender que os ursos já sabiam



(Fonte: [https://www.caglecartoons.com/viewimage.asp?ID=\(15E52E8D-3CE2-4DF6-B331-D109F2Dd2BBC\)](https://www.caglecartoons.com/viewimage.asp?ID=(15E52E8D-3CE2-4DF6-B331-D109F2Dd2BBC)).)

- A do aumento do pH dos mares e acabam de constatar o abaixamento do nível dos mares.
 B da diminuição do pH dos mares e acabam de constatar o aumento do nível dos mares.
 C do aumento do nível dos mares e acabam de constatar o abaixamento do pH dos mares.
 D da diminuição do nível dos mares e acabam de constatar o aumento do pH dos mares.

- 13 Unesp 2017 Considere a tabela, que apresenta indicadores ácido-base e seus respectivos intervalos de pH de viragem de cor.

Indicador	Intervalo de pH de viragem	Mudança de cor
1. púrpura de m-cresol	1,2 – 2,8	vermelho – amarelo
2. vermelho de metila	4,4 – 6,2	vermelho-alaranjado
3. tornassol	5,0 – 8,0	vermelho – azul
4. timolftaleína	9,3 – 10,5	incolor – azul
5. azul de épsilon	11,6 – 13,0	alaranjado – violeta

Para distinguir uma solução aquosa 0,0001 mol/L de HNO₃ (ácido forte) de outra solução aquosa do mesmo ácido 0,1 mol/L, usando somente um desses indicadores, deve-se escolher o indicador

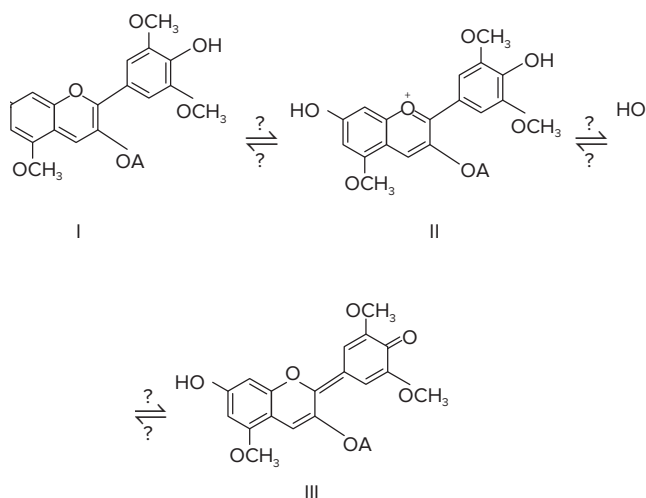
- A 1.
 B 4.
 C 2
 D 3
 E 5.

- 14 Fuvest 2017** Dependendo do pH do solo, os nutrientes nele existentes podem sofrer transformações químicas que dificultam sua absorção pelas plantas. O quadro mostra algumas dessas transformações, em função do pH do solo.

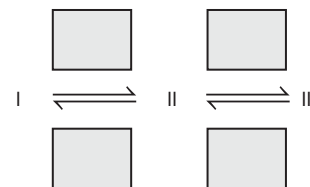
Elementos presentes nos nutrientes	pH do solo							
	4	5	6	7	8	9	10	11
Fósforo	Formação de fosfatos de ferro e de alumínio, pouco solúveis em água							Formação de fosfatos de cálcio, pouco solúveis em água
Magnésio						Formação de carbonatos pouco solúveis em água		
Nitrogênio	Redução dos íons nitrato a íons amônio							
Zinco					Formação de hidróxidos pouco solúveis em água			

Para que o solo possa fornecer todos os elementos citados na tabela, o seu pH deverá estar entre

- A 4 e 6.
 B 4 e 8.
 C 6 e 7.
 D 6 e 11.
 E 8,5 e 11.
- 15 Unicamp 2016** A natureza fornece não apenas os insumos como também os subsídios necessários para transformá-los, de acordo com as necessidades do homem. Um exemplo disso é o couro de alguns peixes, utilizado para a fabricação de calçados e bolsas, que pode ser tingido com corantes naturais, como o extraído do crajiru, uma planta arbustiva que contém o pigmento natural mostrado nos equilíbrios apresentados a seguir. Esse pigmento tem a característica de mudar de cor de acordo com o pH. Em pH baixo, ele tem a coloração vermelha intensa, que passa a violeta à medida que o pH aumenta.



- a) Complete o desenho no espaço abaixo, preenchendo os retângulos vazios com os símbolos H^+ ou OH^- , de modo a contemplar os aspectos de equilíbrio ácido-base em meio aquoso, de acordo com as informações químicas contidas na figura acima.



- b) Dentre as espécies I, II e III, identifique aquela(s) presente(s) no pigmento com coloração violeta e justifique sua escolha em termos de equilíbrio químico.

- 16 Fuvest 2011** Considere 4 frascos, cada um contendo diferentes substâncias, a saber:

Frasco 1: 100 mL de $H_2O(l)$

Frasco 2: 100 mL de solução aquosa de ácido acético de concentração 0,5 mol/L

Frasco 3: 100 mL de solução aquosa de KOH de concentração 1,0 mol/L

Frasco 4: 100 mL de solução aquosa de HNO_3 de concentração 1,2 mol/L

A cada um desses frascos, adicionaram-se, em experimentos distintos, 100 mL de uma solução aquosa de HCl de concentração 1,0 mol/L. Medindo-se o pH do líquido contido em cada frasco, antes e depois da adição de HCl (aq), pôde-se observar **aumento** do valor do pH somente

- A nas soluções dos frascos 1, 2 e 4.
 B nas soluções dos frascos 1 e 3.
 C nas soluções dos frascos 2 e 4.
 D na solução do frasco 3.
 E na solução do frasco 4.

- 17 Enem PPL 2018** O aproveitamento integral e racional das matérias-primas lignocelulósicas poderá revolucionar uma série de segmentos industriais, tais como o de combustíveis, mediante a produção de bioetanol de segunda geração. Este processo requer um tratamento prévio da biomassa, destacando-se o uso de ácidos minerais diluídos. No pré-tratamento de material lignocelulósico por via ácida, empregou-se uma solução de ácido sulfúrico, que foi preparada diluindo-se 2000 vezes uma solução de ácido sulfúrico, de concentração igual a $98 \frac{g}{L}$, ocorrendo dissociação total do ácido na solução diluída. O quadro apresenta os valores aproximados de logaritmos decimais.

Número	2	3	4	5	6	7	8	9	10
log	0,3	0,5	0,6	0,7	0,8	0,85	0,9	0,95	1

Disponível em: www.cgee.org.br. Acesso em: 3 ago. 2012 (adaptado).

Sabendo-se que as massas molares, em g/mol, dos elementos H, O e S são, respectivamente, iguais a

1,16 e 32, qual é o pH da solução diluída de ácido sulfúrico preparada conforme descrito?

- A 2,6 C 3,2 E 3,6
B 3,0 D 3,3

18 PUC-SP 2012 Em um béquer são misturados 250 mL de solução aquosa de hidróxido de bário ($\text{Ba}(\text{OH})_2$) de concentração 0,1 mol/L, 150 mL de solução aquosa de ácido nítrico (HNO_3) de concentração 0,2 mol/L e 100 mL de solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) de concentração 0,18 mol/L. A solução resultante apresenta pH

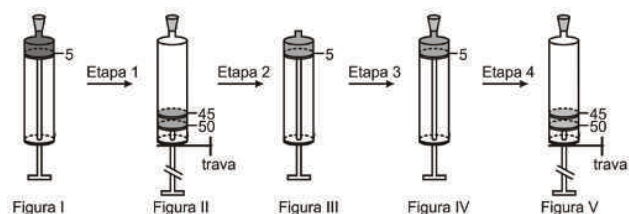
- A entre 1 e 2. D entre 11 e 12.
B entre 2 e 3. E entre 12 e 13.
C igual a 7.

19 Mackenzie 2012 Um técnico químico dissolveu 37 mg de hidróxido de cálcio ($\alpha = 100\%$) em água, a 25°C , para obter 250 mL de uma solução dessa base. Dessa forma, para essa solução, ele obteve um pH igual a

► **Dados:** $\log 4 = 0,6$
Massas molares em (g/mol) $\text{H} = 1$, $\text{O} = 16$ e $\text{Ca} = 40$.
Números atômicos (Z) $\text{H} = 1$, $\text{O} = 8$ e $\text{Ca} = 20$.

- A 2,4. C 11,3. E 12,6.
B 3,4. D 11,6.

20 Fuvest 2014 Algumas gotas de um indicador de pH foram adicionadas a uma solução aquosa saturada de CO_2 , a qual ficou vermelha. Dessa solução, 5 mL foram transferidos para uma seringa, cuja extremidade foi vedada com uma tampa (Figura I). Em seguida, o êmbolo da seringa foi puxado até a marca de 50 mL e travado nessa posição, observando-se liberação de muitas bolhas dentro da seringa e mudança da cor da solução para laranja (Figura II). A tampa e a trava foram então removidas, e o êmbolo foi empurrado de modo a expulsar totalmente a fase gasosa, mas não o líquido (Figura III). Finalmente, a tampa foi recolocada na extremidade da seringa (Figura IV) e o êmbolo foi novamente puxado para a marca de 50 mL e travado (Figura V). Observou-se, nessa situação, a liberação de poucas bolhas, e a solução ficou amarela. Considere que a temperatura do sistema permaneceu constante ao longo de todo o experimento.



a) Explique, incluindo em sua resposta as equações químicas adequadas, por que a solução aquosa inicial, saturada de CO_2 , ficou vermelha na presença do indicador de pH.

- b) Por que a coloração da solução mudou de vermelho para laranja ao final da Etapa 1?
c) A pressão da fase gasosa no interior da seringa, nas situações ilustradas pelas figuras II e V, é a mesma? Justifique.

Dados:														
pH	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5
Cor da solução contendo o indicador de pH	vermelho				laranja				amarelo					

21 IME 2011 Foi solicitado a um estudante que calculasse o pH de uma solução $1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L de NaOH , a $298,15\text{K}$ e 100 kPa . O estudante apresentou como resposta o valor 7,0.

Calcule o pH da solução em questão e explique eventuais divergências entre sua resposta e a resposta do estudante.

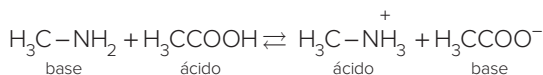
► **Dado:** $\log 2 = 0,30$; $\log 3,1 = 0,49$.

22 Uerj 2018 No século XIX, o cientista Svante Arrhenius definiu ácidos como sendo as espécies químicas que, ao se ionizarem em solução aquosa, liberam como cátion apenas o íon H^+ . Considere as seguintes substâncias, que apresentam hidrogênio em sua composição: C_2H_6 , H_2SO_4 , NaOH , NH_4Cl .

Dentre elas, aquela classificada como ácido, segundo a definição de Arrhenius, é:

- A C_2H_6 B H_2SO_4 C NaOH D NH_4Cl

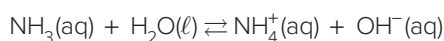
23 Mackenzie 2016 Em 1920, o cientista dinamarquês Johannes N. Brønsted e o inglês Thomas M. Lowry propuseram, independentemente, uma nova definição de ácido e base diferente do conceito até então utilizado de Arrhenius. Segundo esses cientistas, ácido é uma espécie química (molécula ou íon) capaz de doar próton (H^+) em uma reação. Já, a base é uma espécie química (molécula ou íon) capaz de receber próton (H^+) em uma reação. Abaixo está representada uma reação com a presença de ácidos e bases de acordo com a teoria ácido-base de Brønsted-Lowry.



De acordo com essas informações, assinale a alternativa que possui, respectivamente, um ácido e uma base de Brønsted-Lowry.

- A OH^- e NaOH D HCN e H_3O^+
B H_3O^+ e Cl^- E NH_3 e H_2SO_4
C OH^- e NH_4^+

24 PUC Rio 2012 A dissolução do gás amoníaco (NH_3) em água produz uma solução com pH básico. O valor da constante de ionização (K_b) do NH_3 em água a 27°C é $2,0 \cdot 10^{-5}$



► **Dado:** $\log_{10} 5 = 0,70$

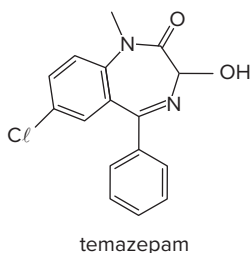
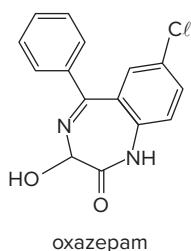
Considerando-se a dissolução de $2,0 \cdot 10^{-1}$ mol de NH_3 em 1 L de água, pede-se:

- o valor do pH da solução aquosa;
- o reagente (lado esquerdo) que atua como base de Brønsted e Lowry e o seu ácido conjugado, produto da reação (lado direito);
- a porcentagem em massa do elemento N na molécula de NH_3 ;
- a massa de NH_3 que foi dissolvida em 1 L de água.

25 Uece 2016 Johannes Nicolaus Bronsted (1879-1947), físico-químico dinamarquês, e Thomas Martin Lowry (1874-1936), físico-químico britânico, trabalhando independentemente, lançaram uma teoria que ampliou o conceito ácido-básico de Arrhenius Svant (1859-1927). Equacione a reação que ocorre entre a amônia e a água, e assinale a opção que apresenta um par conjugado ácido-base, de acordo com a teoria de Bronsted-Lowry.

- $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ e $\text{NH}_3(\text{aq})$
- $\text{NH}_3(\text{aq})$ e $\text{OH}^-(\text{aq})$
- $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ e $\text{NH}_4^+(\text{aq})$
- $\text{NH}_3(\text{aq})$ e $\text{NH}_4^+(\text{aq})$

26 Acafe 2016 No jornal Folha de São Paulo, de 17 de fevereiro de 2015, foi publicada uma reportagem sobre o lutador de MMA, Anderson Silva, pego no exame antidoping. “[...] O exame antidoping realizado no dia do duelo apontou a utilização de medicamentos utilizados no combate à ansiedade e insônia (oxazepam e temazepam) [...]”.



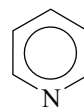
Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos, analise as afirmações a seguir.

- O oxazepam e o temazepam são constituídos pelos mesmos elementos químicos
- A fórmula molecular do temazepam é $\text{C}_{16}\text{H}_{13}\text{ClN}_2\text{O}_2$.
- Segundo a teoria ácido-base de Brønsted-Lowry, a molécula de oxazepam, assim como a de temazepam, pode atuar como base.
- Analisando a fórmula molecular de ambas as moléculas, o temazepam possui um átomo de carbono e dois átomos de hidrogênio a mais que o oxazepam.

Assinale a alternativa correta.

- Apenas a afirmação I está correta.
- Apenas I, II e III estão corretas.
- Apenas III e IV estão corretas.
- Todas as afirmações estão corretas.

27 FGV 2012 A piridina é uma substância empregada na indústria da borracha, de tintas e de corantes. Em solução aquosa $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, a 25°C , a piridina hidrolisa, resultando numa solução com $[\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



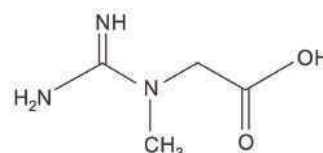
A classificação da piridina, de acordo com o conceito ácido-base de Lewis, e o pH da solução aquosa $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a 25°C são, respectivamente:

- ácido de Lewis e 9.
- ácido de Lewis e 5.
- base de Lewis e 9.
- base de Lewis e 8.
- base de Lewis e 5.

28 PUC Rio 2014 Na molécula da amônia, cada átomo de hidrogênio tem seu elétron comprometido na formação de uma ligação covalente com o nitrogênio. Por outro lado, o nitrogênio possui um par de elétrons não ligantes, representado por dois pontos (:). Existem várias teorias que definem substâncias como ácido e base. Uma delas é a teoria de Lewis que pode classificar o $:\text{NH}_3$ como base por causa da:

- liberação de três íons H^+ quando é dissolvido em água.
- doação do par de elétrons não ligantes a se combinar.
- aceitação de íons F^- ao reagir com BF_3 .
- liberação de íons OH^- quando na forma gasosa reagir com gás O_2 .
- formação de íons $:\text{NH}_2^-$ quando solubilizado e água ao aceitar um elétron não-ligante a mais.

29 Mackenzie 2015



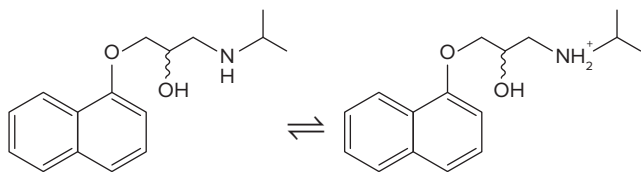
A creatina é um composto orgânico produzido pelo corpo dos vertebrados e é utilizada no interior das células musculares esqueléticas como fonte de energia. Ela é degradada em fosfocreatina e posteriormente em creatinina, após a realização de exercícios físicos. O seu nível é equilibrado pelos rins, assim a dosagem sorológica de creatinina visa medir a função renal de um indivíduo. De acordo com a fórmula estrutural da creatina, representada acima, são realizadas as seguintes afirmações:

- Possui em sua estrutura ácido e base, segundo a teoria de Bronsted-Lowry.
- Apresenta os grupos funcionais amina primária, secundária e ácido carboxílico.
- Possui dois carbonos que apresentam geometria trigonal plana.

Está correto o que se afirma em

- A I e II, apenas. D I, II e III.
B I e III, apenas. E II, apenas.
C II e III, apenas.

- 30 FMP 2014** O propranolol é um fármaco inibidor da ação da noradrenalina em receptores β -adrenérgicos, e, por isso, tem uma ação de diminuir a pressão arterial. Quimicamente, é semelhante à própria noradrenalina e caracteriza-se por ter uma fração ionizada em solução aquosa, conforme a figura a seguir



Nesse contexto, considere as afirmativas a seguir.

- I. Para Lewis, uma base caracteriza-se por ser capaz de receber um par de elétrons.
II. Segundo a definição de base por Bronsted-Lowry, o propranolol comporta-se como base por receber um H^+ .
III. No conceito de Arrhenius, um ácido é aquela substância que libera íons H^+ em solução aquosa. É correto **APENAS** o que se afirma em

- A I C III E II e III
B II D I e II

- 31 FGV 2014** A amônia é um composto muito versátil, pois seu comportamento químico possibilita seu emprego em várias reações químicas em diversos mecanismos reacionais, como em

- I. $HBr(g) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Br^-(aq)$
II. $NH_3(g) + CH_3^+(g) \rightarrow CH_4(g) + NH_2^-(g)$

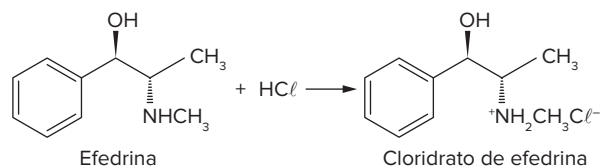
De acordo com o conceito ácido-base de Lewis, em I a amônia é classificada como _____. De acordo com o conceito ácido-base de Brønsted-Lowry, a amônia é classificada em I e II, respectivamente, como _____ e _____.

Assinale a alternativa que preenche, correta e respectivamente, as lacunas.

- A base ... ácido ... base
B base ... base ... ácido
C base ácido ácido
D ácido ... ácido ... base
E ácido ... base ... base

- 32 Enem PPL 2015** Sais de amônio são sólidos iônicos com alto ponto de fusão, muito mais solúveis em água que as aminas originais e ligeiramente solúveis em solventes orgânicos apolares, sendo compostos convenientes para serem usados em xaropes e medicamentos injetáveis. Um exemplo é a efedrina, que funde a $79^\circ C$, tem um odor desagradável e oxida na presença do ar atmosférico formando produtos indesejáveis. O cloridrato de efedrina

fundes a $217^\circ C$ não se oxida e é inodoro, sendo o ideal para compor os medicamentos.



SOUTO, C. R. O.; DUARTE, H. C. *Química da vida: aminas*. Natal: EDUFRRN, 2006

De acordo com o texto, que propriedade química das aminas possibilita a formação de sais de amônio estáveis, facilitando a manipulação de princípios ativos?

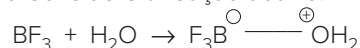
- A Acidez. D Volatilidade.
B Basicidade. E Aromaticidade.
C Solubilidade.

- 33 UFRGS** Qual das seguintes espécies **NÃO** pode ser considerada um ácido de Lewis?

Dado: H (Z = 1); B (Z = 5); C (Z = 6); N (Z = 7); F (Z = 9); Fe (Z = 26)

- A Fe^{3+} C HCN E CH_4
B BF_3 D CH_3^+

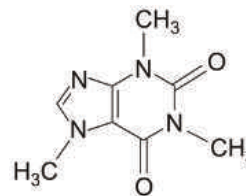
- 34 UFRGS 2019** Considere a reação abaixo.



Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do enunciado abaixo, na ordem em que aparecem. O composto BF_3 apresenta uma geometria _____ e atua como _____ ao reagir com água.

- A trigonal plana ácido de Lewis
B tetraédrica base de Lewis
C tetraédrica ácido de Lewis
D trigonal plana base de Lewis
E piramidal ácido de Lewis

- 35 PUC-PR 2015** Durante muito tempo acreditou-se que a cafeína seria a droga psicoativa mais consumida no mundo. Ao contrário do que muitas pessoas pensam, a cafeína não está presente apenas no café, mas sim em uma gama de outros produtos, por exemplo, no cacau, no chá, no pó de guaraná, entre outros. Sobre a cafeína, cuja fórmula estrutural está apresentada abaixo, são feitas as seguintes afirmações.



Disponível em: <<http://www.brasile Escola.com/upload/conteudo/imagens/estrutura-dacafeina.jpg>>. Acesso em: 13 set. 2014.

- I. Apresenta em sua estrutura as funções amina e cetona.
II. Apresenta propriedades alcalinas devido à presença de sítios básicos de Lewis.

III. Todos os átomos de carbono presentes nos anéis estão hibridizados na forma sp^2 .

IV. Sua fórmula molecular é $C_8H_9N_4O_2$.

São VERDADEIRAS:

- A somente as afirmações I, II e III.
- B somente as afirmações II e III.
- C somente as afirmações I e IV.
- D somente as afirmações III e IV.
- E somente as afirmações II, III e IV.

36 Unicamp 2015 A coloração verde de vegetais se deve à clorofila, uma substância formada por uma base nitrogenada ligada ao íon magnésio, que atua como um ácido de Lewis. Essa coloração não se modifica quando o vegetal está em contato com água fria, mas pode se modificar no cozimento do vegetal. O que leva à mudança de cor é a troca dos íons magnésio por íons hidrogênio, sendo que a molécula da clorofila permanece eletricamente neutra após a troca. Essas informações permitem inferir que na mudança de cor cada íon magnésio é substituído por

- A um íon hidrogênio e a mudança de cor seria mais pronunciada pela adição de vinagre no cozimento.
- B dois íons hidrogênio e a mudança de cor seria mais pronunciada pela adição de vinagre no cozimento.
- C dois íons hidrogênio e a mudança de cor seria menos pronunciada pela adição de vinagre no cozimento.
- D um íon hidrogênio e a mudança de cor seria menos pronunciada pela adição de vinagre no cozimento.

37 ITA Considere os cinco conjuntos de pares de moléculas no estado gasoso:

- I. H_2NNH_2 e CH_3NH_2
- II. N_2 e NH_3
- III. Cl_2 e H_2CCl_2
- IV. N_2 e CO
- V. CCl_4 e CH_4

Qual das opções a seguir contém os conjuntos de pares de moléculas que são respectivamente: básicas, isoeletrônicas e apolares?

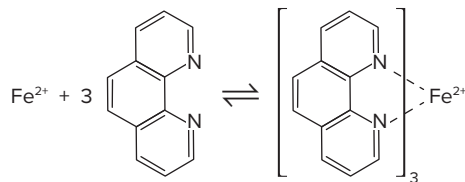
- A I, II e III
- B I, III e IV
- C II, IV e V
- D II, III e V
- E I, IV e V

38 UEL 2018 Leia o texto a seguir

Diferentes métodos são utilizados por profissionais da área de Ciência Forense para determinar a quanto tempo o indivíduo veio a óbito. Pesquisadores brasileiros reportaram que existe uma relação linear entre a concentração de Fe^{2+} no corpo vítreo do olho com o intervalo pós-morte. Este método é baseado em uma reação de Fe^{2+} com orto-fenantrolina como agente cromogênico realizada em um dispositivo de papel, cujo produto da reação apresenta coloração alaranjada. Desta forma, quanto maior o tempo de intervalo pós-morte maior a intensidade de coloração do produto.

(Adaptado de: GARCIA, P.T.; GABRIEL, E.F.M.; PESSÓA, G.S.; SANTOS JUNIOR, J.C.; MOLLO FILHO, P. C.; GUIDUGLI, R.B.F.; HÖEHR, N.F.; ARRUDA, M.A.Z.; COLTRO, W.K.T. *Analytica Chimica Acta*, v 974, n 29, p 69-74, 2017)

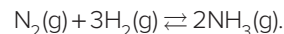
A equação química da reação de Fe^{2+} com orto-fenantrolina é apresentada na figura a seguir.



Considerando os conceitos, as definições de ácido e base e a reação química apresentada, assinale a alternativa correta.

- A O íon Fe^{2+} é uma base de Lewis e a molécula de orto-fenantrolina é um ácido de Bronsted.
- B O íon Fe^{2+} é um ácido de Lewis e a molécula de orto-fenantrolina é uma base de Lewis.
- C O íon Fe^{2+} é um ácido de Arrhenius e a molécula de orto-fenantrolina é uma base de Bronsted.
- D O íon Fe^{2+} é uma base de Arrhenius e a molécula de orto-fenantrolina é um ácido de Arrhenius.
- E O íon Fe^{2+} é um ácido de Bronsted e a molécula de orto-fenantrolina é uma base de Arrhenius.

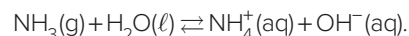
39 Ufes 2015 A amônia está entre as cinco substâncias mais produzidas no mundo, em decorrência da variedade de aplicações que possui, com destaque para seu uso como fertilizante na agricultura ou, ainda, para seu uso na fabricação de explosivos. Essa substância é sintetizada em escala industrial pelo processo Haber-Bosch, empregando-se, para isso, temperaturas e pressões elevadíssimas, além de catalisadores sólidos. A síntese da amônia é representada de acordo com a seguinte equação química:



► Dados: $\Delta H_f^\circ(N_2(g)) = \Delta H_f^\circ(H_2(g)) = 0$;

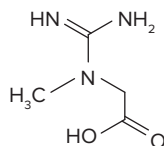
$$H_f^\circ(NH_3(g)) = 6,3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- a) Com base nas entalpias padrões de formações fornecidas, calcule a entalpia padrão de reação para a síntese da amônia e identifique o processo como exotérmico ou endotérmico.
- b) A partir da reação de dissolução do gás amônia em água, representada a seguir, identifique, entre os compostos (moléculas ou íons), quais apresentam caráter ácido:



- c) Apresente as estruturas de Lewis para N_2 , H_2 , NH_3 e NH_4^+ .
- d) Determine a constante de equilíbrio para a reação de síntese da amônia em uma mistura de gases que contenha as seguintes pressões parciais: 10 atm de H_2 , 5 atm de N_2 e 3 atm de NH_3 .

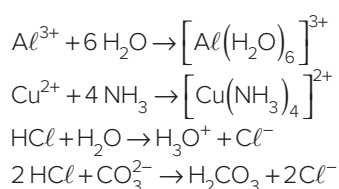
40 UEPG 2011 Creatina é um composto sintetizado naturalmente pelo corpo e presente em alguns alimentos como peixe e carne. Ela tem sido utilizada como suplemento alimentar para atletas e recentemente a ANVISA liberou a comercialização de suplementos de creatina. Nesse contexto, analise a estrutura química abaixo e assinale o que for correto em relação à creatina.



- 01 Apresenta grupamentos amina primária e amina secundária.
- 02 Não apresenta átomo de carbono assimétrico.
- 04 Trata-se de um aminoácido.
- 08 Apresenta dois átomos de carbono com hibridação sp^3 e dois com hibridação sp^2 .
- 16 O composto é, ao mesmo tempo, ácido e base de Bronsted-Lowry.

Soma:

41 UFPR Considere as seguintes reações:



Essas reações são consideradas ácidos-base:

- A somente por Arrhenius.
- B somente por Lewis.
- C por Arrhenius e Bronsted Lowry
- D por Arrhenius e Lewis.
- E por Bronsted-Lowry e Lewis.

42 ITA Considere as informações seguintes, todas relativas à temperatura de 25 °C:

1. $\text{NH}_4^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}); K_c \cong 10^{-10}$
2. $\text{HNO}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq}); K_c \cong 10^{-4}$
3. $\text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{O}^{2-}(\text{aq}); K_c \cong 10^{-36}$

Examinando estas informações, alunos fizeram as seguintes afirmações:

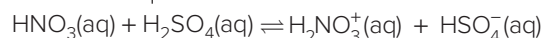
- I. OH^- é um ácido muitíssimo fraco.
- II. O ânion NO_2^- é a base conjugada do HNO_2 .
- III. HNO_2 é o ácido conjugado da base NO_2^- .
- IV. NH_4^+ é um ácido mais fraco do que HNO_2 .
- V. Para $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{HNO}_2(\text{aq})$ devemos ter $K_c < 1$.

Dadas as afirmações anteriores está (ão) CORRETA (S):

- A Todas. D Apenas I, II, III e IV.
- B Apenas I. E Apenas II e III.
- C Apenas I, II e III.

43 PUC-Rio Em 1923, Bronsted (Dinamarca) e Lowry (Inglaterra) apresentaram um novo conceito para ácidos e bases. Nesse conceito, as reações entre um ácido e uma base envolvem transferência de H^+ (o ácido doa e a base recebe, no equilíbrio, identifica-se

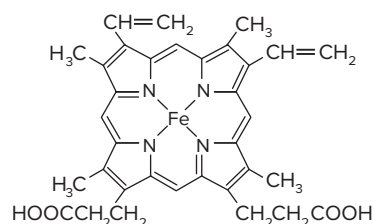
a presença de dois pares ácido-base conjugados de maneira que, para cada par, o ácido tem um próton (H^+) a mais do que a sua base conjugada. Considere o equilíbrio ácido-base abaixo.



De acordo com esse conceito, assinale a opção correta.

- A HNO_3 e H_2SO_4 são os ácidos conjugados de um sistema.
- B H_2NO_3^+ e HSO_4^- são as bases conjugadas de um sistema.
- C H_2SO_4 e HSO_4^- são o ácido e a base conjugados de um sistema.
- D HNO_3 e H_2NO_3^+ são o ácido e a base conjugados de um sistema.
- E H_2SO_4 e H_2NO_3^+ são o ácido e a base conjugados de um sistema.

44 UFMS Os sais minerais constituem parte essencial da nutrição, são chamados oligoelementos e participam, em nível molecular, de vários processos biológicos e fisiológicos. Um exemplo é o ferro (Fe) constituinte da heme, o grupo prostético na hemoglobina:



FELTRE, R. *Química Química Orgânica*. Volume 3. São Paulo: Moderna, 2004. p. 368.

A respeito desse composto organometálico, é correto afirmar:

- A Possui somente carbonos sp^2 .
- B Possui ligações caracterizando éster.
- C O átomo de ferro é catiônico, ou seja, ácido de Lewis.
- D Possui somente nitrogênios amida.
- E O átomo de ferro é catiônico, ou seja, base de Lewis.

45 UFPE O sal propanoato de cálcio é usado na preservação de pães, bolos e queijos, pois impede o crescimento de bactérias e fungos ("bolor" ou "mofo"). Assinale a alternativa que descreve esse sal e o pH de sua solução aquosa obtida pela dissolução de 100 g do mesmo em 500 mL de água destilada:

	Fórmula molecular	pH da solução aquosa
A	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}$	básico
B	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}$	ácido
C	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})\text{Ca}$	básico
D	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}$	básico
E	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}$	neutro

- 46 Fuvest** O vírus da febre aftosa não sobrevive em $\text{pH} < 6$ ou $\text{pH} > 9$, condições essas que provocam a reação de hidrólise das ligações peptídicas de sua camada proteica. Para evitar a proliferação dessa febre, pessoas que deixam zonas infectadas mergulham, por instantes, as solas de seus sapatos em uma solução aquosa de desinfetante, que pode ser o carbonato de sódio. Neste caso, considere que a velocidade da reação de hidrólise aumenta com o aumento da concentração de íons hidroxila (OH^-). Em uma zona afetada, foi utilizada uma solução aquosa de carbonato de sódio, mantida à temperatura ambiente, mas que se mostrou pouco eficiente. Para tornar este procedimento mais eficaz, bastaria
- A** utilizar a mesma solução, porém a uma temperatura mais baixa.
B preparar uma nova solução utilizando água dura (rica em íons Ca^{2+}).
C preparar uma nova solução mais concentrada.
D adicionar água destilada à mesma solução.
E utilizar a mesma solução, porém com menor tempo de contato.

Texto para a questão **47**.

Na apresentação de um projeto de química sobre reatividade de produtos caseiros, vinagre e bicarbonato de sódio (NaHCO_3) foram misturados em uma garrafa plástica; em seguida, uma bexiga vazia foi acoplada à boca da garrafa. A imagem apresenta o momento final do experimento.



- 47 UEA 2014** O pH de soluções aquosas de vinagre e o pH de soluções aquosas de bicarbonato de sódio são, respectivamente,
- A** menor que 7,0 e maior que 7,0.
B maior que 7,0 e maior que 7,0.
C maior que 7,0 e menor que 7,0.
D 7,0 e maior que 7,0.
E menor que 7,0 e 7,0.
- 48 Enem PPL 2014** Fertilizantes químicos mistos, denominados NPK, são utilizados para aumentar a produtividade agrícola, por fornecerem os nutrientes nitrogênio, fósforo e potássio, necessários para o desenvolvimento das plantas. A quantidade de cada nutriente varia de acordo com a finalidade do adubo. Um determinado adubo NPK possui, em sua composição, as seguintes substâncias: nitrato de amônio (NH_4NO_3), ureia ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$), nitrato de potássio (KNO_3), fosfato de sódio (Na_3PO_4) e cloreto de potássio (KCl). A adição do adubo descrito provocou diminuição no pH de um solo. Considerando o caráter ácido/básico das substâncias constituintes desse adubo, a diminuição do pH do solo deve ser atribuída à presença, no adubo, de uma quantidade significativa de

- A** ureia. **D** nitrato de potássio.
B fosfato de sódio. **E** cloreto de potássio.
C nitrato de amônio.

- 49 UPE 2013** Em um aquário onde a água apresentava pH igual a 6,0, foram colocados peixes ornamentais procedentes de um rio cuja água tinha pH um pouco acima de 7,0. Em razão disso, foi necessário realizar uma correção do pH dessa água. Entre as substâncias a seguir, qual é a mais indicada para tornar o pH da água desse aquário mais próximo do existente em seu ambiente natural?
- A** KBr **C** NH_4Cl **E** $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
B NaCl **D** Na_2CO_3

- 50 Uerj 2017** Hortênsias são flores cujas cores variam de acordo com o pH do solo, conforme indica a tabela:

Faixa de pH do solo	Coloração
menor que 7	azul
igual a 7	vermelha
maior que 7	rosa

Considere os seguintes aditivos utilizados na plantação de hortênsias em um solo neutro: NaHCO_3 , CaO , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ e KNO_3 .

Indique a cor das flores produzidas quando se adiciona KNO_3 a esse solo e a fórmula química do aditivo que deve ser acrescentado, em quantidade adequada, para produzir hortênsias azuis.

Em seguida, dentre os aditivos, nomeie o óxido e apresente a equação química completa e balanceada da sua reação com a água.

Texto para a questão **51**.

Leia o texto e as informações adicionais que o seguem para responder à questão.

O incêndio na boate Kiss, em Santa Maria (RS), ocorrido no início deste ano [2013], trouxe à tona uma série de questões sobre a segurança dos estabelecimentos e também sobre o atendimento a vítimas de grandes incêndios. Uma delas é por que foi preciso trazer dos Estados Unidos uma substância tão simples – uma vitamina B injetável – para atender os pacientes que, segundo exames, foram intoxicados com cianeto?



O gás cianídrico liberado na queima da espuma, utilizada para melhorar a acústica da casa noturna, intoxicou a maior parte das vítimas, segundo perícia.

“É descaso e ignorância”, resume o toxicologista Anthony Wong, diretor do Ceatox (Centro de Assistência Toxicológica do Hospital das Clínicas da Faculdade de Medicina da Universidade de São Paulo). Segundo ele, é inadmissível que o país não tenha a substância e que seu uso não seja difundido entre médicos e socorristas, como acontece em outras partes do mundo.

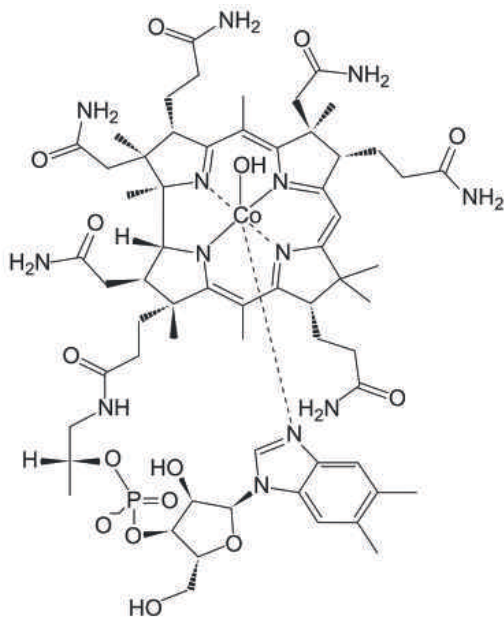
A hidroxocobalamina, que faz parte do complexo B, é usada em altas concentrações como antídoto para o cianeto. O gás, o mesmo que já foi usado no extermínio de judeus nos campos de concentração nazistas, é subproduto da queima de diversos componentes usados na indústria, como o plástico, o acrílico e a espuma de poliuretano. Segundo os peritos que investigam o incêndio em Santa Maria, essa última foi usada no isolamento acústico da boate.

Capaz de matar em poucos minutos, o cianeto bloqueia a cadeia respiratória das células, impedindo que o oxigênio chegue aos órgãos e tecidos. Quando usada logo após a exposição, a hidroxocobalamina salva vidas. “O efeito é tão rápido que parece até milagroso”, conta Wong. Mas isso não é algo que os médicos aprendem na escola: “São poucas as faculdades que oferecem curso de toxicologia e, nas que tem, a matéria é opcional”.

(noticias.uol.com.br. Adaptado.)

Informações adicionais:

- O gás cianídrico é o cianeto de hidrogênio (HCN) no estado gasoso.
- A fórmula estrutural da hidroxocobalamina é:



- A massa molar da hidroxocobalamina é aproximadamente igual a $1,3 \cdot 10^3$ g/mol.

51 UFTM 2013 O cianeto de hidrogênio em solução aquosa é um ácido muito fraco. O hidróxido de potássio é uma base muito forte. O produto iônico da água, K_w , a 25°C é igual a $1 \cdot 10^{-14}$. Logo, as soluções aquosas de cianeto de potássio, nessa temperatura, apresentam

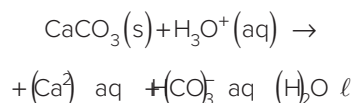
- A $[\text{H}^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ e, portanto, são básicas.
 B $[\text{H}^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ e, portanto, são ácidas.
 C $[\text{H}^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ e, portanto, são básicas.
 D $[\text{H}^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ e, portanto, são ácidas.
 E $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-7}$ e, portanto, são neutras.

52 UPE 2013 Um estudo interessante acerca do impacto da chuva ácida sobre lagos da região das Montanhas Adirondack, área de Nova Iorque, revelou que lagos sobre áreas ricas em calcário são menos suscetíveis à acidificação. O carbonato de cálcio presente no solo dessas regiões reage com os íons hidrônio presentes na água, provenientes em grande parte da chuva ácida, levando à formação de um sistema $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3/\text{CO}_2$.

Disponível em: <http://qnint.sbg.org.br/qni/visualizarConceito.php?idConceito=27> (Adaptado)

Três afirmações são feitas a respeito do fenômeno citado no texto acima.

- O carbonato de cálcio diminui a acidez da chuva ácida por ser um sal insolúvel em água.
- O solo também pode atuar como um tampão e resistir às mudanças em pH, mas essa capacidade tamponante depende dos seus constituintes.
- Uma reação química existente nesse processo é representada por:



Quanto ao referido impacto da chuva ácida, está CORRETO o que se afirma em

- A I. D I e II.
 B II. E II e III.
 C III

53 ITA Assinale a opção que apresenta um sal que, quando dissolvido em água, produz uma solução aquosa ácida.

- A Na_2CO_3 D $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$
 B CH_3COONa E NaF
 C $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$

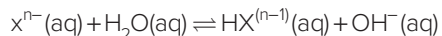
Texto para a questão **54**.

Vestibular, tempo de tensões, de alegrias, de surpresas... Naná e Chuá formam um casal de namorados. Eles estão prestando o Vestibular da Unicamp 2001. Já passaram pela primeira fase e agora se preparam para a etapa seguinte. Hoje resolveram rever a matéria de Química. Arrumaram o material sobre a mesa da sala e iniciaram o estudo:

- Será que estamos preparados para esta prova? - pergunta Naná.
 – Acho que sim! - responde Chuá. - O fato de já sabermos que Química não se resume à regra de três e à decoração de fórmulas nos dá uma certa tranquilidade.
 – Em grande parte graças à nossa professora - observa Naná.
 – Bem, vamos ao estudo!

54 Unicamp Veja experimento e as perguntas que Naná propõe a Chuá:

Quando em solução aquosa, o cátion amônio, NH_4^+ , dependendo do pH, pode originar cheiro de amônia, em intensidades diferentes. Imagine três tubos de ensaio, numerados de 1 a 3, contendo, cada um, porções iguais de uma mesma solução de NH_4Cl . Adiciona-se, no tubo 1 uma dada quantidade de NaCH_3COO e agita-se para que se dissolva totalmente. No tubo 2, coloca-se a mesma quantidade em moles de Na_2CO_3 e também se agita até a dissolução. Da mesma forma se procede no tubo 3, com a adição de NaHCO_3 . A hidrólise dos ânions considerados pode ser representada pela seguinte equação:

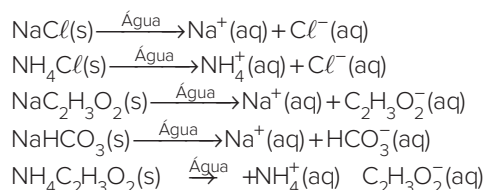


Os valores das constantes das bases K_b para acetato, carbonato e bicarbonato são, na sequência: $5,6 \cdot 10^{-10}$, $5,6 \cdot 10^{-4}$ e $2,4 \cdot 10^{-8}$. A constante K_b da amônia é $1,8 \cdot 10^{-5}$

- Escreva a equação que representa a liberação de amônia a partir de uma solução aquosa que contém íons amônio.
- Em qual dos tubos de ensaio se percebe cheiro mais forte de amônia? Justifique.
- O pH da solução de cloreto de amônio é maior; menor ou igual a 7,0? Justifique usando equações químicas.

55 PUC-Rio 2011 Considere as seguintes informações:

- Equações de dissolução em água dos sais cloreto de sódio, cloreto de amônio, acetato de sódio, bicarbonato de sódio e acetato de amônio:



- Acido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$), ácido carbônico (H_2CO_3) e hidróxido de amônio (NH_4OH) são eletrólitos muito fracos. A constante de ionização do $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ e a constante de ionização do NH_4OH são praticamente iguais.
- Ácido clorídrico (HCl) e hidróxido de sódio (NaOH) são eletrólitos muito fortes.
- A água é um eletrólito muito fraco cuja ionização pode ser representada de maneira simplificada por:

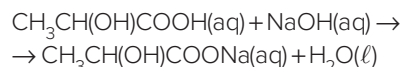


Sobre o que ocorre com o valor do pH do meio, quando a uma água pura, com $\text{pH} = 7$, se dissolvem os sais acima, é **incorreto** afirmar que:

- O pH da solução aquosa diluída de cloreto de sódio é neutro, pois íons Na^+ e Cl^- não reagem com a água.

- O pH da solução aquosa de acetato de sódio é ácido, pois íons Na^+ não reagem com a água; já os íons acetato capturam OH^- da água disponibilizando íons H^+ para o meio.
- O pH da solução aquosa de cloreto de amônio é ácido, pois os íons Cl^- não reagem com a água; já os íons amônio tendem a se associar com os íons OH^- da água e liberam íons H^+ para o meio.
- O pH da solução aquosa de acetato de amônio é próximo do neutro, pois ambos os íons reagem com a água, e as concentrações de H^+ e OH^- do meio são bem próximas.
- O pH da solução aquosa de bicarbonato de sódio é básico, pois íons Na^+ não reagem com a água; já os íons bicarbonato se associam com o H^+ da água e liberam íons OH^- para o meio.

56 Enem PPL 2017 Alguns profissionais burlam a fiscalização quando adicionam quantidades controladas de solução aquosa de hidróxido de sódio a tambores de leite de validade vencida. Assim que o teor de acidez, em termos de ácido láctico, encontra-se na faixa permitida pela legislação, o leite adulterado passa a ser comercializado. A reação entre o hidróxido de sódio e o ácido láctico pode ser representada pela equação química:



A consequência dessa adulteração é o(a)

- aumento do pH do leite.
- diluição significativa do leite.
- precipitação do lactato de sódio.
- diminuição da concentração de sais.
- aumento da concentração dos íons H^+ .

57 Udesc 2012 Um dos principais tipos de solo no Brasil é o latossolo vermelho-amarelo, que apresenta óxidos de ferro e de alumínio na sua composição. Uma amostra deste tipo de solo apresentou $\text{pH} = 4,0$. Analise as proposições abaixo em relação a esses dados.

- O aumento do pH pode ser realizado pela adição de calcário, porque o carbonato CO_3^{2-} em contato com a umidade do solo hidrolisa, produzindo bicarbonato, HCO_3^- e hidróxido, OH^- .
- O aumento do pH pode ser realizado pela adição de salitre, que é composto principalmente por nitrato de sódio.
- O íon alumínio (Al^{3+}) é um dos componentes responsáveis pela acidez no solo, porque na hidrólise gera íons H^+ .

Assinale a alternativa correta.

- Somente as proposições II e III são verdadeiras.
- Somente a proposição I é verdadeira.
- Somente a proposição II é verdadeira.
- Somente as proposições I e III são verdadeiras.
- Somente a proposição III é verdadeira.

Texto para a questão **58**.

A calda bordalesa é uma das formulações mais antigas e mais eficazes que se conhece. Ela foi descoberta na França no final do século XIX, quase por acaso, por um agricultor que aplicava água de cal nos cachos de uva para evitar que fossem roubados; a cal promovia uma mudança na aparência e no sabor das uvas. O agricultor logo percebeu que as plantas assim tratadas estavam livres de antracnose. Estudando-se o caso, descobriu-se que o efeito estava associado ao fato de a água de cal ter sido preparada em tachos de cobre. Atualmente, para preparar a calda bordalesa, coloca-se o sulfato de cobre em um pano de algodão que é mergulhado em um vasilhame plástico com água morna. Paralelamente, coloca-se cal em um balde e adiciona-se água aos poucos. Após quatro horas, adiciona-se aos poucos, e mexendo sempre, a solução de sulfato de cobre à água de cal.

(Adaptado de Gervásio Paulus, André Muller e Luiz Barcellos, Agroecologia aplicada: práticas e métodos para uma agricultura de base ecológica. Porto Alegre: EMATER-RS, 2000, p. 86.)

58 Unicamp 2018 Na formulação da calda bordalesa fornecida pela EMATER, recomenda-se um teste para verificar se a calda ficou ácida: coloca-se uma faca de aço carbono na solução por três minutos. Se a lâmina da faca adquirir uma coloração marrom ao ser retirada da calda, deve-se adicionar mais cal à mistura. Se não ficar marrom, a calda está pronta para o uso. De acordo com esse teste, conclui-se que a cal deve promover

- A uma diminuição do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, um aumento do pH da água devido à reação $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{OH}^-$.
- B um aumento do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, uma diminuição do pH da água devido à reação $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})^+ + \text{H}^+$.
- C uma diminuição do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, um aumento do pH da água devido à reação $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})^+ + \text{H}^+$.
- D um aumento do pH, e o sulfato de cobre(II), por sua vez, uma diminuição do pH da água devido à reação $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{OH}^-$.

59 UEL 2016 O processo de despoluição de um rio, embora trabalhoso, é importante para restabelecer a ordem de pureza. A medida de pH da água de um rio é um parâmetro importante para avaliar a acidez ou a alcalinidade da água. Cita-se, por exemplo, que descartes aquosos de efluentes em corpos d'água devem apresentar pH entre 5 e 9, segundo o Conselho Nacional do Meio Ambiente. Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, procedimentos químicos capazes de corrigir o pH de um corpo d'água.

► **Dados:** Fe^{3+} sofre hidrólise em água; K_a do $\text{HNO}_2 = 5,1 \cdot 10^{-4}$; K_b da amônia (NH_3) = $1,8 \cdot 10^{-5}$

- A Se um corpo d'água possui pH 2, a elevação desse valor pode ser feita pela adição de NaCl na água.
- B Se um corpo d'água possui pH 4, a elevação desse valor pode ser feita pela adição de KCl na água.

- C Se um corpo d'água possui pH 6, a elevação desse valor pode ser feita pela adição de FeCl_3 na água.
- D Se um corpo d'água possui pH 7, a redução desse valor pode ser feita pela adição de NH_4Cl na água.
- E Se um corpo d'água possui pH 8, a redução desse valor pode ser feita pela adição de NaNO_2 na água.

Texto para a questão **60**.

O cultivo de grãos no Brasil tem contribuído significativamente no cenário econômico. Em meio a diversas crises financeiras, o agronegócio tem sido responsável pelo crescimento do Produto Interno Bruto (PIB) no segundo trimestre deste ano. Segundo a Companhia Nacional de Abastecimento (Conab), a safra 2016/2017 de grãos deve atingir a marca de 231,99 milhões de toneladas, constituindo um aumento significativo em relação aos 190 milhões de toneladas da safra passada.

O Sr. Norberto possui uma propriedade no interior do estado destinada ao cultivo de grãos, em especial soja. Com o aumento da produção, faz-se necessário ampliar a estrutura de armazenagem dos grãos. Para tanto, pretende construir três novos silos de armazenamento, cada um com capacidade de 2.000 toneladas. Em função da densidade dessa espécie de grão, das condições de armazenamento, do controle de umidade e de outros fatores, o armazenamento de 2000 toneladas requer um espaço cujo volume é de 3.140 m^3 .



Disponível em: <<https://dronecuiaba.wordpress.com/tag/drone/page/5/>>
Acesso em: 25 out. 2017.

60 UFSC 2018 A alta produtividade da soja descrita na propriedade do Sr. Norberto está relacionada à utilização de cultivares, à correção do pH do solo e à adição de fertilizantes. A acidez excessiva do solo é tipicamente "corrigida" utilizando-se substâncias alcalinas, como calcário, que é composto majoritariamente por carbonato de cálcio (CaCO_3).

- a) Equacione a reação de hidrólise do íon carbonato na presença de água, demonstrando sua característica alcalina.

Um fertilizante conte do nitrogênio, fósforo e potássio (NPK) 4-30-10 indica que há, em sua composição, 4,00% de N (14,0 g/mol), 30,0% de P_2O_5 (142 g/mol) e 10,0% de K_2O (94,2 g/mol), em massa. Ainda que pentóxido de fósforo e óxido de potássio não sejam os constituintes reais do fertilizante, essa é a forma de representação usual. Considere o fertilizante (NPK) 4-30-10 do exemplo, a ser aplicado em uma quantidade de 300 kg/ha no preparo do solo para o plantio no terreno do Sr. Norberto, que possui área de 15,0 ha.

- b) Calcule a massa total de fertilizante que deverá ser utilizada no terreno, conforme dados do enunciado.
- c) Com base no resultado do item anterior, calcule, explicitando as etapas do cálculo, a massa total de nitrogênio e de potássio (39,1 g/mol) presente no fertilizante aplicado sobre o terreno.

61 EBMSP 2018 A higienização de ambientes e de alimentos é uma das maneiras de prevenção à saúde porque reduz a proliferação de micro-organismos patogênicos. Um dos produtos utilizados nessa higienização é a água sanitária, solução aquosa bactericida constituída por hipoclorito de sódio, $\text{NaClO}(\text{aq})$, obtida, industrialmente, a partir da reação entre o gás cloro, $\text{Cl}_2(\text{g})$, e o hidróxido de sódio, $\text{NaOH}(\text{aq})$, que, além do hipoclorito de sódio produz, também, cloreto de sódio e água. A dissolução do hipoclorito de sódio sólido, em água, leva à formação de uma solução com pH maior do que 7,0.

Com base nessa informação e na hidrólise de íons em solução aquosa,

– escreva a equação química, devidamente balanceada, que representa a reação de obtenção da água sanitária;

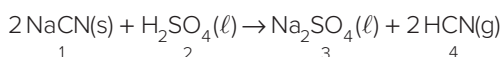
apresente um argumento que justifique o pH maior do que 7,0 da solução aquosa do hipoclorito de sódio.

62 Enem PPL 2016 A água consumida na maioria das cidades brasileiras é obtida pelo tratamento da água de mananciais. A parte inicial do tratamento consiste no peneiramento e sedimentação de partículas maiores. Na etapa seguinte, dissolvem-se na água carbonato de sódio e, em seguida, sulfato de alumínio. O resultado é a precipitação de hidróxido de alumínio, que é pouco solúvel em água, o qual leva consigo as partículas poluentes menores. Posteriormente, a água passa por um processo de desinfecção e, finalmente, é disponibilizada para o consumo.

No processo descrito, a precipitação de hidróxido de alumínio é viabilizada porque

- A a dissolução do alumínio resfria a solução.
- B o excesso de sódio impossibilita sua solubilização.
- C oxidação provocada pelo sulfato produz hidroxilas.
- D as partículas contaminantes menores atraem essa substância.
- E o equilíbrio químico do carbonato em água torna o meio alcalino.

63 UEG Alguns países adotam a pena de morte. Uma das formas de execução ocorre com a utilização de câmaras de gás e se dá pela produção de HCN.



Sobre a reação representada acima, que demonstra o processo de produção do HCN, é CORRETO afirmar:

- A As substâncias 1, 2, 3 e 4 são, respectivamente, cianato de sódio, ácido sulfúrico, sulfato de sódio e cianato de hidrogênio.

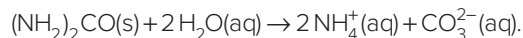
- B Há na estrutura da substância 4 a presença de uma ligação sigma e três ligações pi.
- C O HCN é um ácido volátil e, por isso, ao aspirá-lo, o indivíduo fica inconsciente, vindo a óbito em poucos minutos.
- D Reagindo-se a substância 2 com o NaCl , obtém-se um sal básico.

64 ITA Em um recipiente que contém 50,00 mL de uma solução aquosa 0,100 mol/L em HCN foram adicionados 8,00 mL de uma solução aquosa 0,100 mol/L em NaOH.

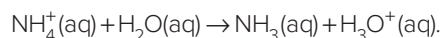
Dado: $K_a(\text{HCN}) = 6,2 \cdot 10^{-10}$.

- a) Calcule a concentração de íons H^+ da solução resultante, deixando claros os cálculos efetuados e as hipóteses simplificadoras.
- b) Escreva a equação química que representa a reação de hidrólise dos íons CN^- .

65 Unicamp 2018 Fertilizantes são empregados na agricultura para melhorar a produtividade agrícola e atender à demanda crescente por alimentos, decorrente do aumento populacional. Porém, o uso de fertilizantes leva a alterações nas características do solo, que passa a necessitar de correções constantes. No Brasil, o nitrogênio é adicionado ao solo principalmente na forma de ureia, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, um fertilizante sólido que, em condições ambiente, apresenta um cheiro muito forte, semelhante ao da urina humana. No solo, a ureia se dissolve e reage com a água conforme a equação



Parte do nitrogênio, na forma de íon amônio, se transforma em amônia, conforme a equação



Parte do nitrogênio permanece no solo, sendo absorvido através do ciclo do nitrogênio.

- a) Na primeira semana após adubação, o solo, nas proximidades dos grânulos de ureia, torna-se mais básico. Considerando que isso se deve essencialmente à solubilização inicial da ureia e à sua reação com a água, explique como as características dos produtos formados explicam esse resultado.
- b) Na aplicação da ureia como fertilizante, ocorrem muitos processos que levam à perda e ao não aproveitamento do nitrogênio pelas plantas. Considerando as informações dadas, explique a influência da acidez do solo e da temperatura ambiente na perda do nitrogênio na fertilização por ureia.

66 Unifesp Em princípio, a fluorita (CaF_2) poderia ser usada na fluoretação da água, pois sua solução saturada apresenta uma concentração de íons fluoreto superior a 1 mg/L (1 ppm), que é a concentração recomendada na água de consumo. A fluorita não é usada para a fluoretação, pois a sua solubilização é lenta e difícil de ser conseguida. No entanto, sua solubilidade aumenta quando se adicionam sais de alumínio à água.

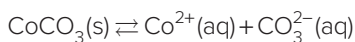
- a) Mostre que a concentração de F^- numa solução saturada de CaF_2 é superior a 1 ppm.

► **Dados:** K_{ps} do CaF_2 a $25\text{ }^\circ\text{C} = 3,2 \cdot 10^{-11}$.
Massa molar do $F = 19\text{ g/mol}$.

- b) Explique, usando apenas equações químicas representativas, por que a solubilidade aumenta com a adição de sais de alumínio, sabendo-se que o Al^{3+} hidrolisa e que o HF é um ácido fraco.

- 67 ITA** Sabendo que a constante de dissociação do hidróxido de amônio e a do ácido cianídrico em água são, respectivamente, $K_b = 1,76 \cdot 10^{-5}$ ($pK_b = 4,75$) e $K_a = 6,20 \cdot 10^{-10}$ ($pK_a = 9,21$), determine a constante de hidrólise e o valor do pH de uma solução aquosa $0,1\text{ mol} \cdot L^{-1}$ de cianeto de amônio.

- 68 PUC Rio 2014** Carbonato de cobalto é um sal muito pouco solúvel em água e, quando saturado na presença de corpo de fundo, a fase sólida se encontra em equilíbrio com os seus íons no meio aquoso.



Sendo o produto de solubilidade do carbonato de cobalto, a $25\text{ }^\circ\text{C}$, igual a $1,0 \cdot 10^{-10}$, a solubilidade do sal, em $\text{mol} \cdot L^{-1}$, nessa temperatura é

- A $1,0 \cdot 10^{-10}$
B $1,0 \cdot 10^{-9}$
C $2,0 \cdot 10^{-8}$
D $1,0 \cdot 10^{-8}$
E $1,0 \cdot 10^{-5}$

- 69 Acafe 2014** Cálculo renal também, conhecido como pedra nos rins, são formações sólidas contendo várias espécies químicas, entre elas o fosfato de cálcio, que se acumula nos rins, causando enfermidades. Assinale a alternativa que contém a concentração dos íons Ca^{2+} em uma solução aquosa saturada de fosfato de cálcio.

► **Dado:** Considere que a temperatura seja constante e o produto de solubilidade (K_{ps}) do fosfato de cálcio em água seja $1,08 \cdot 10^{-33}$.

- A $3 \cdot 10^{-7}\text{ mol/L}$
B $1 \cdot 10^{-7}\text{ mol/L}$
C $2 \cdot 10^{-7}\text{ mol/L}$
D $27 \cdot 10^{-7}\text{ mol/L}$

- 70 UFRRJ** Considere uma solução contendo os cátions A^+ , B^+ e C^+ , todos com concentração $0,1\text{ mol} \cdot L^{-1}$. A esta solução gotejou-se hidróxido de sódio ($NaOH$).

► **Dados:** $K_{ps}\text{ AOH} = 10^{-8}$, $K_{ps}\text{ BOH} = 10^{-12}$ e $K_{ps}\text{ COH} = 10^{-16}$

- a) Determine a ordem de precipitação dos hidróxidos.
b) Calcule a concentração de hidroxila (OH^-) necessária para cada hidróxido precipitar.

- 71 UFG 2014** A figura a seguir apresenta quatro tubos de ensaio contendo diferentes soluções e informações sobre as constantes do produto de solubilidade.

1	2	3	4
$AgCl(aq)$ $K_{ps} = 2 \cdot 10^{-10}$	$Mg(OH)_2(aq)$ $K_{ps} = 8 \cdot 10^{-12}$	$AgNO_3(aq)$ solúvel	$NaI(aq)$ solúvel

► **Dados:** K_{ps} para o $AgI = 8 \cdot 10^{-17}$
 $\sqrt{2} = 1,42$; $\sqrt[3]{2} = 1,26$

Considerando o exposto,

- a) determine qual das substâncias presentes nos tubos 1 e 2 possui menor solubilidade. Justifique sua resposta utilizando o cálculo da solubilidade, em $\text{mol} \cdot L^{-1}$;
b) determine se haverá formação de precipitado após a mistura de alíquotas das soluções presentes nos tubos 3 e 4. Considere que, após a mistura, as concentrações dos íons Ag^+ e I^- sejam iguais a $1,0 \cdot 10^{-4}\text{ mol} \cdot L^{-1}$.

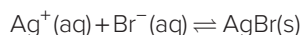
- 72 Unifor 2014** A precipitação química é um dos métodos utilizados para tratamento de efluentes da indústria galvânica, tendo como vantagens o baixo custo e a disposição de agentes alcalinizantes como a cal. Em um processo de precipitação a elevação do pH a valores acima 9,0 promove a precipitação de metais na forma de hidróxidos e posteriormente sua separação. Considerando uma solução cuja concentração de íons Fe^{2+} seja $5,58\text{ mg/L}$ e a concentração de íons Zn^{2+} de $6,54\text{ g/L}$, podemos afirmar que a concentração de hidroxila necessária para que ocorra unicamente a precipitação do $Zn(OH)_2$ deverá ser:

Dados: $Zn(OH)_2$, $K_{ps} = 9 \cdot 10^{-17}$ e $Fe(OH)_2$, $K_{ps} = 4,0 \cdot 10^{-16}$

- A Maior que $3,0 \cdot 10^{-8}\text{ M}$ e menor que $2,0 \cdot 10^{-6}\text{ M}$
B Menor que $3,0 \cdot 10^{-8}\text{ M}$ e maior que $4,0 \cdot 10^{-16}\text{ M}$
C Maior que $9,0 \cdot 10^{-17}\text{ M}$ e menor que $2,0 \cdot 10^{-6}\text{ M}$
D Menor que $3,0 \cdot 10^{-8}\text{ M}$ e maior que $4,0 \cdot 10^{-16}\text{ M}$
E Maior que $9,0 \cdot 10^{-17}\text{ M}$ e menor que $4,0 \cdot 10^{-16}\text{ M}$

- 73 UFF** Tanto o filme quanto o papel fotográfico possuem um revestimento denominado emulsão sobre base suporte que é sensível à luz. A emulsão consiste em uma gelatina contendo um ou mais haletos de prata ($AgCl$, $AgBr$ e AgI). A preparação de emulsões fotográficas envolve a precipitação dos haletos de prata e o processo químico é bastante simples:

Uma solução de AgNO_3 é adicionada lentamente a uma solução que contém KBr (talvez com pequena porcentagem de Kl) e, pequena quantidade de gelatina. A reação que se processa é:



Com base na reação e considerando o K_{ps} do AgBr igual a $5,0 \cdot 10^{-13}$ a 25°C , pode-se afirmar que

- A a solubilidade em $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ é exatamente a raiz cúbica do K_{ps} .
- B na presença de KBr a solubilidade do AgBr diminui.
- C quando o equilíbrio é alcançado, a $[\text{Ag}^+]$ é duas vezes maior do que a de $[\text{Br}^-]$.
- D a $[\text{Br}^-]$ no equilíbrio é $2,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- E a adição de AgNO_3 faz deslocar o equilíbrio para a esquerda.

74 Unifesp Compostos de chumbo podem provocar danos neurológicos gravíssimos em homens e animais. Por essa razão, é necessário um controle rígido sobre os teores de chumbo liberado para o ambiente. Um dos meios de se reduzir a concentração do íon Pb^{2+} em solução aquosa consiste em precipitá-lo, pela formação de compostos pouco solúveis, antes do descarte final dos efluentes. Suponha que sejam utilizadas soluções de sais de Na^+ com os ânions X^{n-} , listados na tabela a seguir, com concentrações finais de X^{n-} iguais a 10^{-2} mol/L , como precipitantes.

X^{n-} (10^{-2} mol/L)	Composto precipitado	Constante do produto de solubilidade do composto, a 25°C
CO_3^{2-}	PbCO_3	$1,5 \cdot 10^{-13}$
CrO_4^{2-}	PbCrO_4	$1,8 \cdot 10^{-14}$
SO_4^{2-}	PbSO_4	$1,3 \cdot 10^{-19}$
S^{2-}	PbS	$7,0 \cdot 10^{-29}$
PO_4^{3-}	$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	$3,0 \cdot 10^{-44}$

Assinale a alternativa que contém o agente precipitante mais eficiente na remoção do Pb^{2+} do efluente.

- A CO_3^{2-}
- B CrO_4^{2-}
- C SO_4^{2-}
- D S^{2-}
- E PO_4^{3-}

75 Fuvest Valor numérico do produto iônico da água = $1,0 \cdot 10^{-14}$

Leite de magnésia é essencialmente uma suspensão de hidróxido de magnésio em água. A solubilidade de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, à temperatura ambiente, é $1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$. Logo, o pH do leite de magnésia está entre:

- A 7 e 8. D 10 e 11.
- B 8 e 9. E 11 e 12.
- C 9 e 10.

76 UEM 2018 O sulfeto de chumbo(II) (PbS) tem produto de solubilidade (K_{ps}) de $1 \cdot 10^{-30}$ a 25°C . Considerando a dissolução de PbS em água a 25°C , assinale a(s) alter nativa(s) correta(s).

Considere a constante de Avogadro como $6 \cdot 10^{23}$.

- 01 A solubilidade molar do PbS é de $1 \cdot 10^{-15} \text{ mol/L}$.
- 02 Em 1L de solução saturada de PbS , tem-se $2,39 \cdot 10^{-13} \text{ g}$ de PbS dissolvido.
- 04 A concentração de íons Pb^{2+} , em uma solução saturada de PbS com corpo de fundo, aumentará se for adicionado H_2S , devido ao efeito do íon comum.
- 08 Em 1mL de solução saturada de PbS , tem-se $6 \cdot 10^5$ íons Pb^{2+} .
- 16 Em uma solução saturada de PbS , a concentração de íons chumbo é duas vezes maior que a de íons sulfeto.

Soma:

77 USF 2018 O hidróxido de alumínio ($\text{Al}(\text{OH})_3$) é uma base fraca e que pode ser utilizado como antiácido estomacal. Sua utilização vem se tornando mais constante em virtude de não trazer efeitos colaterais como a formação de gases, bastante comum quando da utilização do bicarbonato de sódio (NaHCO_3).

► Dados: K_{ps} do $\text{Al}(\text{OH})_3$ a 25°C = $1,0 \cdot 10^{-33}$
Considere que: $\sqrt[4]{0,0037} = 0,247$

Com base nas informações apresentadas, resolva o que se pede.

- a) Qual a concentração de íons hidroxilas, em mol/L, para uma solução aquosa saturada de hidróxido de alumínio?
- b) Explique, por meio de reações químicas, o porquê da utilização do bicarbonato de sódio gerar gases quando é empregado no tratamento de redução do excesso de ácido clorídrico (HCl) no estômago.

78 UFPR O hidróxido de magnésio atua na neutralização do suco digestivo estomacal, sendo por isso amplamente utilizado na formulação de antiácidos. Baseado no equilíbrio $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$, com constante de produto de solubilidade (K_{ps}) igual a $1,2 \cdot 10^{-11}$, a solubilidade molar e a concentração de íons hidroxila presentes numa solução saturada de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ são, respectivamente (considere $\sqrt[3]{3} = 1,44$):

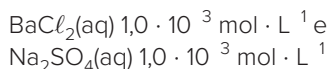
- A $1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $1,44 \cdot 10^{-4}$.
- B $2,89 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $0,72 \cdot 10^{-4}$.
- C $1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $2,88 \cdot 10^{-4}$.
- D $3,46 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $0,72 \cdot 10^{-4}$.
- E $1,2 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $1,44 \cdot 10^{-4}$.

79 PUC-SP

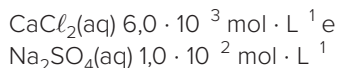
► Dados: solubilidade do BaSO_4 = $1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
solubilidade do CaSO_4 = $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
solubilidade do MgCO_3 = $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
solubilidade do $\text{Mg}(\text{OH})_2$ = $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
solubilidade do NaCl = $6,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Foram realizados 4 experimentos independentes, sendo misturados volumes iguais de soluções aquosas dos compostos indicados nas concentrações especificadas a seguir.

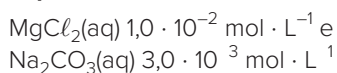
Experimento 1:



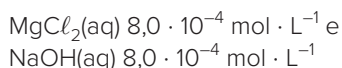
Experimento 2:



Experimento 3:



Experimento 4:



Houve formação de precipitado

- A somente nos experimentos 1 e 3.
- B somente nos experimentos 2 e 4.
- C somente nos experimentos 1 e 4
- D somente nos experimentos 1, 2 e 3.
- E em todos os experimentos.

80 IME 2019 Quanto à precipitação do hidróxido férrico ($K_{ps} = 1,0 \cdot 10^{-36}$) em uma solução 0,001 molar de Fe^{3+} , é correto afirmar que

- A independe do pH.
- B ocorre somente na faixa de pH alcalino.
- C ocorre somente na faixa de pH ácido.
- D não ocorre para $\text{pH} < 3$.
- E ocorre somente para $\text{pH} \geq 12$.

Texto para a questão **81**.

A cada quatro anos, durante os Jogos Olímpicos, bilhões de pessoas assistem à tentativa do Homem e da Ciência de superar limites. Podemos pensar no entretenimento, na geração de empregos, nos avanços da Ciência do Desporto e da tecnologia em geral. Como esses jogos podem ser analisados do ponto de vista da Química? A questão a seguir é um exemplo de como o conhecimento químico é ou pode ser usado nesse contexto.

81 Unicamp Nos Jogos Olímpicos de Beijing houve uma preocupação em se evitar a ocorrência de chuvas durante a cerimônia de abertura. Utilizou-se o iodeto de prata no bombardeamento de nuvens nas vizinhanças da cidade para provocar chuva nesses locais e, assim, evitá-la no Estádio Olímpico. O iodeto de prata tem uma estrutura cristalina similar à do gelo, o que induz a formação de gelo e chuva sob condições específicas.

- a) Sobre a estratégia utilizada em Beijing, veiculou-se na imprensa que “o método não altera a composição da água da chuva”. Responda se essa afirmação é correta ou não e justifique.

- b) Escreva a expressão da constante do produto de solubilidade do iodeto de prata e calcule sua concentração em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ numa solução aquosa saturada a 25 °C.

▶ **Dado:** A constante do produto de solubilidade do iodeto de prata é $8,3 \cdot 10^{-17}$ a 25 °C.

82 IME 2018 Admitindo que a solubilidade da azida de chumbo $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ em água seja 29,1 g/L, pode-se dizer que o produto de solubilidade (K_{ps}) para esse composto é:

▶ **Dados:** $N = 14 \text{ g/mol}$, $\text{Pb} = 207 \text{ g/mol}$

- A $4,0 \cdot 10^{-3}$
- B $1,0 \cdot 10^{-4}$
- C $2,0 \cdot 10^{-4}$
- D $1,0 \cdot 10^{-3}$
- E $3,0 \cdot 10^{-4}$

83 UEM 2016 Assinale o que for correto.

- 01 Considere que, a 25 °C, temos uma solução aquosa de um ácido monoprotico com concentração 0,04 mol/litro e cujo grau de ionização é de 30%. A essa temperatura, o valor da constante de ionização é aproximadamente de $5,14 \cdot 10^{-2}$.
- 02 O pH de uma solução de H_2S 1,0 mol/litro é aproximadamente 3.

▶ **Dados:** Constante da primeira ionização = 10^{-6} e constante da segunda ionização = 10^{-16} .

- 04 A concentração mínima de íons SO_4^{2-} necessária para precipitar $\text{BaSO}_4(\text{s})$ de uma solução $10^{-2} \text{ mol/litro}$ de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ é $8 \cdot 10^{-8} \text{ mol/litro}$.

▶ **Dados:** K_{ps} do $\text{BaSO}_4 = 2 \cdot 10^{-10}$.

- 08 Considerando que o K_{ps} do CaCO_3 a 25 °C, em água, é $5 \cdot 10^{-9}$, a solubilidade do CaCO_3 em uma solução aquosa 0,5 mol/litro de CaCl_2 a 25 °C é $10^{-8} \text{ mol/litro}$.
- 16 Quando misturamos 500 mililitros de uma solução de CaCl_2 0,2 mol/litro com 500 mililitros de uma solução de Na_2SO_4 0,2 mol/litro, precipitam aproximadamente 11,7 gramas de Ca_2SO_4 .

▶ **Dados:** K_{ps} do $\text{Ca}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 10^{-4}$; $\sqrt{2} = 1,4$

Soma:

84 ITA Assinale a opção CORRETA que corresponde à variação da concentração de íons Ag^+ provocada pela adição, a 25 °C, de um litro de uma solução 0,02 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em NaBr a um litro de uma solução aquosa saturada em AgBr .

▶ **Dado:** K_{ps} AgBr (298 K) = $5,3 \cdot 10^{-13}$

- A $3 \cdot 10^{-14}$
- B $5 \cdot 10^{-11}$
- C $7 \cdot 10^{-7}$
- D $1 \cdot 10^{-4}$
- E $1 \cdot 10^{-2}$

85 Unicamp A presença do íon de mercúrio II, Hg^{2+} , em águas de rios, lagos e oceanos, é bastante prejudicial aos seres vivos. Uma das maneiras de se diminuir a quantidade de Hg^{2+} dissolvido é provocar a sua reação com o íon sulfeto já que a constante do produto de solubilidade do HgS é $9 \cdot 10^{-52}$ a 25°C . Trata-se portanto de um sal pouquíssimo solúvel. Baseando-se somente neste dado responda:

- Que volume de água, em dm^3 , seria necessário para que se pudesse encontrar um único íon Hg^{2+} em uma solução saturada de HgS ?
- O volume de água existente na Terra é de, aproximadamente, $1,4 \cdot 10^{21} \text{ dm}^3$. Esse volume é suficiente para solubilizar um mol de HgS ? Justifique

86 ITA A 25°C o produto de solubilidade do $\text{CaSO}_4(\text{s})$ em água é $2,4 \cdot 10^{-5}$ (a concentração de $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ na solução saturada é $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$). Num copo contendo 10 mL de uma solução aquosa $3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ de cloreto de cálcio a 25°C foram adicionados, gota a gota, 10 mL de uma solução aquosa $3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ de sulfato de cálcio a 25°C . Em relação às espécies químicas existentes, ou que podem passar a existir, no copo - à medida que a adição avança - é correto afirmar que:

- A quantidade (mol) dos íons $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ diminuirá.
- A concentração, em mol/L , dos íons $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ diminuirá.
- A concentração, em mol/L , dos íons $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ permanecerá constante.
- A quantidade (mol) dos íons $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ diminuirá.
- Poderá precipitar a fase sólida $\text{CaSO}_4(\text{s})$.

87 UFSC Na identificação do íon prata, uma reação química bastante utilizada é sua precipitação com cloreto, formando um precipitado branco de cloreto de prata. Em seguida, o precipitado é dissolvido utilizando-se uma solução aquosa de amônia, formando um íon complexo. O processo é descrito pelos seguintes equilíbrios:



Com base nas informações acima e nos seus conhecimentos sobre o assunto, assinale a(s) proposição(ões)

CORRETA(S).

- O valor de K_{ps} apresentado pelo equilíbrio (1) indica que se o produto $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$ for maior ou igual a $1,6 \cdot 10^{-10}$ haverá formação de precipitado
- No equilíbrio (2) a amônia é uma base de Lewis, pois doa um par de elétrons para o íon prata.
- A adição de Ag^+ desloca o equilíbrio (1) no sentido da formação do produto, segundo o princípio de Le Chatelier.
- Uma solução aquosa de amônia pode ser representada por: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}$, sendo o NH_4OH um ácido, segundo a definição de Arrhenius.

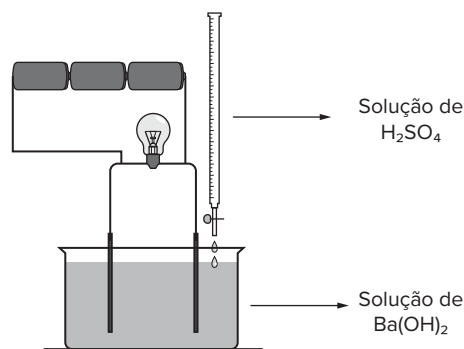
16 A adição de NH_3 ao equilíbrio (2) diminui a solubilidade do $\text{AgCl}(\text{s})$ em água.

32 A equação global obtida combinando-se os equilíbrios (1) e (2) é dada por: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$.

Soma:

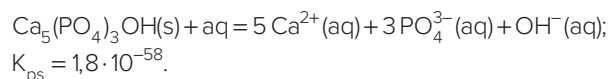
88 UEG Um estudante de Química adicionou $\text{Ba}(\text{OH})_2$ em 100 mL de água pura até haver formação de corpo de fundo. Em seguida, realizou uma filtração para eliminação do excesso de sólido. Retirou 50 mL da referida solução e transferiu a para o recipiente mostrado na figura a seguir. A solução foi titulada com H_2SO_4 e o ponto de equivalência determinado com base no comportamento da lâmpada.

► Dados: $K_{\text{ps}}, \text{Ba}(\text{OH})_2 = 3,0 \cdot 10^{-4}$
 $K_{\text{ps}}, \text{BaSO}_4 = 1,0 \cdot 10^{-10}$
 $\sqrt[3]{75} = 4,22$

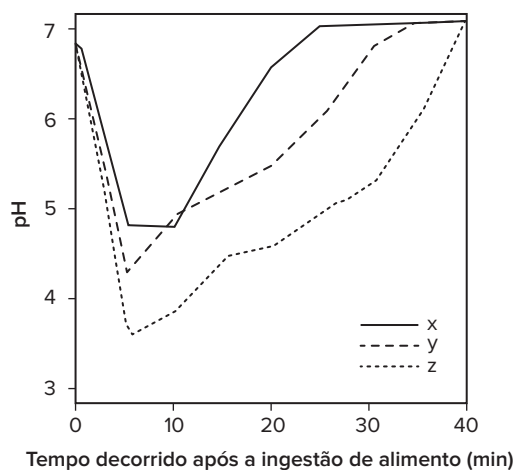


- Calcule a concentração, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, da solução de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ após a filtração.
- Escreva a reação balanceada e explique por que é possível determinar o ponto de equivalência usando a lâmpada conectada ao circuito.

89 Unicamp 2019 A fermentação de alimentos ricos em açúcares é um processo prejudicial à saúde bucal, pois promove um ataque químico ao esmalte dos dentes. A parte inorgânica dos dentes é formada por uma substância chamada hidroxiapatita, que, em um ambiente bucal saudável, apresenta baixa solubilidade. Essa solubilidade pode ser equacionada da seguinte forma:

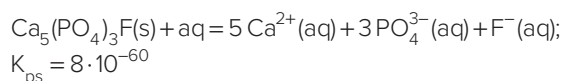


- Algumas características da saliva se alteram na presença de alimentos. Considerando que o prejuízo aos dentes causado pela ingestão de diferentes fontes de açúcar obedece à ordem $\text{cana} > \text{frutas} > \text{mel}$, preencha com as palavras cana, frutas e mel a tabela abaixo e explique em que se baseou a sua escolha.



Curva	Alimento
x	
y	
z	

- b) O uso de água fluoretada e de produtos com flúor é recomendado para a saúde bucal. Explique a vantagem do uso do fluoreto levando em conta a equação informada acima e a equação de dissolução da fluoroapatita abaixo; indique também possíveis correlações entre essas equações.



- 90 IME 2019** Adiciona-se lentamente K_2CrO_4 a uma solução que contém $[\text{Ag}^+] = 8 \cdot 10^{-4}$ molar e $[\text{Pb}^{2+}] = 4,5 \cdot 10^{-3}$ molar. Desprezando-se a variação de volume, qual será a concentração do sal que começou a precipitar primeiro, no exato momento em que o segundo sal começar a precipitar?

▶ **Dados:** $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,6 \cdot 10^{-12}$ e $K_{ps}(\text{PbCrO}_4) = 1,8 \cdot 10^{-14}$.

- 91 IME 2018** Às vezes deseja-se remover um ou mais íons de uma solução. Para esse fim, agentes precipitantes podem ser empregados em uma técnica conhecida como “precipitação seletiva”, que permite separar íons em solução, devido às diferenças de solubilidade entre seus sais. Após a ação do precipitante, ocorre a deposição, e o precipitado pode ser removido de diversas formas, enquanto os demais íons permanecem em solução. O processo muitas vezes é conduzido por meio de um rigoroso controle do pH da solução e do emprego de concentrações adequadas do agente precipitante. O íon sulfeto, por exemplo, é muito usado para separar íons metálicos, porque as solubilidades de seus sais estendem-se sobre uma grande faixa.

Considere uma solução em que estão presentes os íons Cu^{2+} , a uma concentração 0,020 M, e Ni^{2+} , a uma concentração 0,010 M. A solução é mantida saturada com sulfeto de hidrogênio a uma concentração 0,100 M, por meio do borbulhamento contínuo desse gás na solução. Determine o valor máximo da faixa de pH em que é possível separar os dois íons.

Admita:

- constante do produto de solubilidade do CuS : $K_{ps} = 6,0 \cdot 10^{-37}$.
- constante do produto de solubilidade do NiS : $K_{ps} = 3,0 \cdot 10^{-19}$.
- constantes de dissociação iônica do ácido sulfídrico: $K_{a1} = 1,0 \cdot 10^{-7}$; $K_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-14}$. $\log(2,0) = 0,30$.

Texto para a questão **92**.

Massas atômicas (u.m.a).

O	C	H	N	Zn
16	12	1	14	65,4

$\ln 2 = 0,69$.

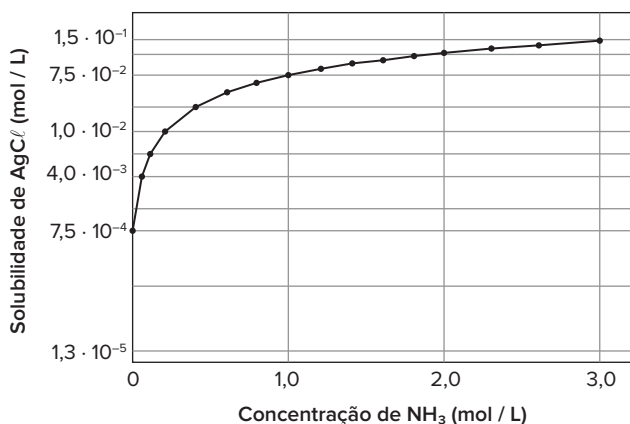
Lei de decaimento radioativo: $N = N_0 e^{-kt}$

Constante criométrica da água = $2 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

Massa específica da água = 1,0 g/mL

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- 92 IME** O gráfico abaixo representa a solubilidade do AgCl em solução de amônia. A uma solução 3 M de amônia, adiciona-se cloreto de prata em excesso, formando o complexo $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$. Desprezando a formação de hidróxido de prata e considerando que todo o experimento é realizado a 25 °C, mesma temperatura na qual os dados do gráfico foram obtidos, calcule a concentração de Ag^+ em solução.



- 93 ITA** A 25 °C, o produto de solubilidade, em água, do PbSO_4 é igual a $2,0 \cdot 10^{-8}$ e do PbCrO_4 é igual a $3,2 \cdot 10^{-14}$. Um copo de um litro contém 100 mL de uma solução aquosa 0,10 molar de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ nesta temperatura. A esta solução junta-se, gota-a-gota, sob constante agitação, uma solução que contém

0,020 mol/L de sulfato e 0,030 mol/L de cromato, o único cátion sendo de sódio. Continuando esta adição, o que pode precipitar primeiro: $\text{PbSO}_4(\text{s})$ ou $\text{PbCrO}_4(\text{s})$? Ou irá aparecer uma mistura destes dois sólidos? Neste último caso, qual a proporção de cada um dos sais precipitados?

94 UFG 2012 Soluções tampão são utilizadas para evitar uma variação brusca de pH e são constituídas por um ácido fraco (ou uma base fraca) e o sal do seu par conjugado. Para produzir uma solução tampão, deve-se misturar:

- A CH_3COOH e H_2SO_4
- B NH_4OH e KOH
- C CH_3COOH e CH_3COONa
- D KOH e NaCl
- E HCl e KOH

95 Unesp O sangue humano apresenta pH próximo a 7,4. Valores de pH abaixo ou acima desse valor indicam acidez ou alcalose do sangue. Para manter o pH na faixa adequada, o sangue comporta-se como uma solução-tampão. Dos equilíbrios químicos representados abaixo, representa o sistema presente no plasma sanguíneo:

- A $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- B $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons 2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
- C $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- D $\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$
- E $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$

96 Uerj 2016 Soluções-tampão são sistemas nos quais ocorrem variações desprezíveis de pH, quando recebem a adição de pequenas quantidades de ácidos ou de bases. Considere estes compostos para o preparo de uma solução-tampão:

- HCl
- NaCl
- NH_4Cl
- NaOH
- NH_4OH

Indique, dentre os compostos disponíveis, os dois escolhidos para o preparo da solução-tampão.

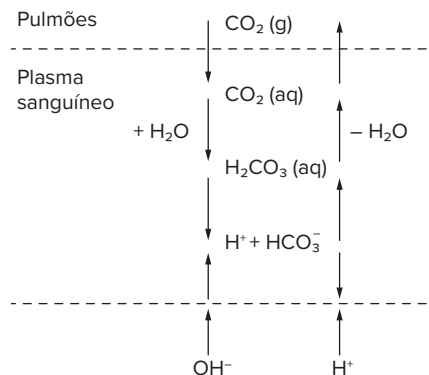
Considere, agora, a adição de uma solução aquosa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, completamente dissociado, na concentração de $0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, a 25°C à solução-tampão preparada. Calcule o pH inicial da solução de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e apresente a equação química que demonstra não haver aumento do pH da solução-tampão com a adição da solução de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

97 Uema 2016 Um sistema tampão mantém um pH quase constante porque neutraliza pequenas quantidades de ácido ou base adicionadas à solução.

No nosso corpo, o pH é mantido em torno de 7,4 por vários pares de tampões que impedem a acidose (pH sanguíneo abaixo de 7,35) como também a alcalose (pH acima

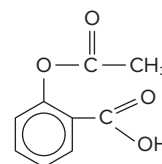
de 7,45), pois a morte pode resultar de aumentos ou de diminuições relativamente pequenas de pH.

Os principais sistemas tampão do sangue consistem de ácido carbônico (H_2CO_3) e íon hidrogenocarbonato (HCO_3^-) que atuam, conforme o seguinte esquema:



- a) Com base no esquema, explique por meio de reação química, o que ocorre com a concentração de CO_2 no sangue, ao se adicionarem íons H^+ .
- b) As concentrações dos principais sistemas tampões do sangue devem estar em equilíbrio, para que o pH do sangue fique dentro dos limites normais. Explique, por meio de reação química, o que ocorre ao equilíbrio quando uma base entra no sangue.

98 UFG O ácido acetil-salicílico (AAS) é um ácido fraco com a seguinte fórmula estrutural plana:



O AAS é absorvido pelo organismo em sua forma iônica. Essa absorção é dificultada pelo pH do estômago. Os melhores medicamentos que contêm AAS são aqueles conhecidos como "tamponados", ou seja, a eles são adicionadas substâncias, como o carbonato de magnésio, que alteram o pH.

- a) Explique por que a absorção do AAS é dificultada pelo pH do estômago. Justifique utilizando equações químicas.
- b) Explique por que o termo "tamponado" não está adequadamente utilizado para descrever o medicamento em questão.

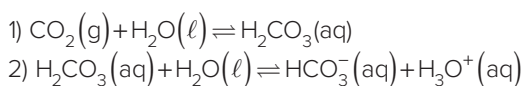
99 UFF 2012 As soluções tampão apresentam a notável propriedade de resistir a uma modificação de pH por efeito de diluição ou adição de pequenas quantidades de ácidos ou bases fortes. As soluções tampão têm uma enorme importância, pois elas servem para preparar soluções com pH definido ou para manter o pH em torno de um valor desejado.

Suponha uma solução tampão obtida pela mistura de acetato de potássio e ácido acético. Ambos na concentração de $1,0 \text{ mol/L}$. Considere que para esse caso o valor de K_a é $1,0 \cdot 10^{-5}$ e $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

Pode-se afirmar que, após adição de 5,0 mL de NaOH 1,0 mol/L a 10,0 mL do tampão, o pH da solução resultante

- A é igual ao valor do pK_a .
- B é igual ao valor do pK_b .
- C é maior do que o valor do pK_b .
- D é a metade do valor do pK_a .
- E é maior do que o valor do pK_a .

100 UFU 2011 Pessoas que passam por tratamento quimioterápico e radioterápico têm um grande desconforto causado pela baixa salivação (xerostomia). Uma solução para isso é encontrada pelo uso da saliva artificial que nada mais é do que um lubrificante oral, cuja finalidade é garantir que o funcionamento da cavidade oral continue estável. Na saliva o sistema tampão mais importante é o sistema ácido carbônico/bicarbonato. A concentração do íon bicarbonato depende fortemente do fluxo salivar e a termodinâmica desse sistema é complicada pelo fato de envolver o gás carbônico dissolvido na saliva. O equilíbrio completo simplificado (no qual a enzima anidrase carbônica, que está presente na saliva, catalisa a reação, formando dióxido de carbono do ácido carbônico e vice-versa) pode ser escrito da seguinte forma:



A partir do texto e de seus conhecimentos de química, assinale a alternativa INCORRETA.

- A O aumento da concentração do ácido carbônico na reação 1 causará maior saída de dióxido de carbono da saliva.
- B A redução da quantidade de água na reação 2 facilita o aumento da concentração de íon bicarbonato.
- C A solução tampão representada pelas reações mantém o pH, praticamente, inalterado.
- D O equilíbrio químico da primeira equação pode ser

$$\text{escrito por } k_e = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]}$$

101 Unifesp O pH do plasma sanguíneo, em condições normais, varia de 7,35 a 7,45 e é mantido nesta faixa principalmente devido à ação tamponante do sistema $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$, cujo equilíbrio pode ser representado por:



Em determinadas circunstâncias, o pH do plasma pode sair dessa faixa. Nas circunstâncias:

- I. histeria, ansiedade ou choro prolongado, que provocam respiração rápida e profunda (hiperventilação);
- II. confinamento de um indivíduo em um espaço pequeno e fechado;
- III. administração endovenosa de uma solução de bicarbonato de sódio,

A situação que melhor representa o que ocorre com o pH do plasma, em relação à faixa normal, é:

	I	II	III
A	diminui	diminui	diminui
B	diminui	aumenta	aumenta
C	diminui	aumenta	diminui
D	aumenta	diminui	aumenta
E	aumenta	aumenta	diminui

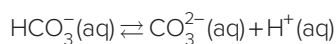
102 ITA Considere as soluções aquosas obtidas pela dissolução das seguintes quantidades de solutos em um 1 L de água:

- I. 1 mol de acetato de sódio e 1 mol de ácido acético.
- II. 2 mols de amônia e 1 mol de ácido clorídrico.
- III. 2 mols de ácido acético e 1 mol de hidróxido de sódio.
- VI. 1 mol de hidróxido de sódio e 1 mol de ácido clorídrico.
- V. 1 mol de hidróxido de amônio e 1 mol de ácido acético.

Das soluções obtidas, apresentam efeito tamponante

- A apenas I e V.
- B apenas I, II e III.
- C apenas I, II, III e V
- D apenas III, IV e V.
- E apenas IV e V.

103 Enem PPL 2016 As águas dos oceanos apresentam uma alta concentração de íons e pH entre 8,0 e 8,3. Dentre esses íons, estão em equilíbrio as espécies carbonato (CO_3^{2-}) e bicarbonato (HCO_3^-), representado pela equação química:



As águas dos rios, ao contrário, apresentam concentrações muito baixas de íons e substâncias básicas, com um pH em torno de 6. A alteração significativa do pH das águas dos rios e oceanos pode mudar suas composições químicas, por precipitação de espécies dissolvidas ou redissolução de espécies presentes nos sólidos suspensos ou nos sedimentos. A composição dos oceanos é menos afetada pelo lançamento de efluentes ácidos, pois os oceanos

- A contêm grande quantidade de cloreto de sódio.
- B contêm um volume de água pura menor que o dos rios.
- C possuem pH ácido, não sendo afetados pela adição de outros ácidos.
- D têm a formação dos íons carbonato favorecida pela adição de ácido.
- E apresentam um equilíbrio entre os íons carbonato e bicarbonato, que atuam como sistema-tampão.

104 UEL 2011 As soluções-tampão desempenham um papel importante em muitos processos químicos e biológicos. Por exemplo, o plasma sanguíneo é uma solução-tampão eficiente em um meio no qual uma variação maior que 0,2 unidade de pH pode ocasionar a morte. Considere as afirmativas a seguir.

- I. A dissolução do ácido em água para a preparação de uma solução tampão apresenta constante de ionização igual a 1.
- II. Um exemplo de solução-tampão é aquela que contém uma base fraca e um sal derivado desta base fraca.
- III. Adicionando-se quantidades molares semelhantes de ácido acético e de acetato de sódio à água, obtém-se uma solução tampão.
- IV. A solução-tampão resiste a variações de pH, quando se adicionam pequenas quantidades de um ácido ou de uma base.

Assinale a alternativa correta.

- A Somente as afirmativas I e II são corretas.
- B Somente as afirmativas I e IV são corretas.
- C Somente as afirmativas III e IV são corretas.
- D Somente as afirmativas I, II e III são corretas.
- E Somente as afirmativas II, III e IV são corretas.

105 Unirio Uma solução-tampão é preparada a partir de 6,4 g de NH_4NO_3 e 0,10 L de solução aquosa 0,080 mol/L de NH_4OH . Sendo assim, determine:

► Dados: (H = 1; N = 14; O = 16)

- a) o pH desta solução;
- b) o pH após adição de 700 mL de água destilada à solução-tampão, justificando com os cálculos.

► Dados: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $\log 1,8 = 0,26$

106 UEPG 2013 Uma solução tampão contém 0,1 mol/L de CH_3COOH e 0,1 mol/L de CH_3COONa . Considerando-se que a constante de ionização do ácido acético é igual a $K_a = 10^{-5}$, assinale o que for correto com relação a essa solução.

- 01 O pH dessa solução tampão é igual a 5.
- 02 A adição de 0,1 mL de solução aquosa de HCl 0,1 mol/L em 200 mL da solução tampão irá ocasionar uma variação significativa no pH do sistema.
- 04 Adicionando-se HCl a essa solução, os íons H^+ serão consumidos segundo a seguinte reação:
 $\text{CH}_3\text{COONa}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq})$.
- 08 Variando-se as concentrações de ambos, CH_3COOH e CH_3COONa , para 0,2 mol/L, o pH da solução tampão irá variar.
- 16 Adicionando-se NaOH a essa solução, o pH não irá variar significativamente, pois as hidroxilas adicionadas serão consumidas pelas moléculas não ionizadas de CH_3COOH .

Soma:

107 UFG Um fator importante a ser controlado em uma piscina é o pH da água. Para evitar mudanças bruscas nesse valor, utiliza-se um sistema "tampão". Qual o par adequado para a preparação de uma solução tampão?

- A Al_2Cl_6 e NaHCO_3
- B Al_2Cl_6 e $\text{Al}(\text{OH})_3$
- C Al_2SO_4 e Al_2Cl_6
- D Na_2CO_3 e $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
- E Na_2CO_3 e NaHCO_3

108 ITA Uma solução aquosa foi preparada em um balão volumétrico de capacidade igual a 1 L, adicionando-se uma massa correspondente a 0,05 mol de dihidrofosfato de potássio (KH_2PO_4) sólido a 300 mL de uma solução aquosa de hidróxido de potássio (KOH) 0,1 mol L⁻¹ e completando-se o volume do balão com água destilada.

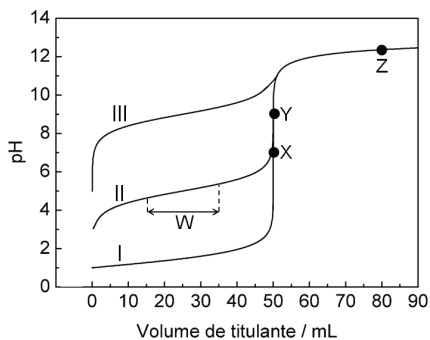
Dado eventualmente necessário: $\text{p}K_a = -\log K_a = 7,2$, em que K_a = constante de dissociação do H_2PO_4^- em água a 25 °C

- a) Escreva a equação química referente à reação que ocorre no balão quando da adição do KH_2PO_4 à solução de KOH.
- b) Determine o pH da solução aquosa preparada, mostrando os cálculos realizados.
- c) O que ocorre com o pH da solução preparada (Aumenta? Diminui? Não altera?) quando a 100 mL desta solução for adicionado 1 mL de solução aquosa de HCl 0,1 mol L⁻¹? Justifique sua resposta
- d) O que ocorre com o pH da solução preparada (Aumenta? Diminui? Não altera?) quando a 100 mL desta solução for adicionado 1 mL de solução aquosa de KOH 0,1 mol L⁻¹? Justifique sua resposta.

109 UEL 2012 Soluções-tampão são soluções que resistem à mudança no pH quando ácidos ou bases são adicionados ou quando ocorre diluição. Estas soluções são particularmente importantes em processos bioquímicos, pois muitos sistemas biológicos dependem do pH. Cita-se, por exemplo, a dependência do pH na taxa de clivagem da ligação amida do aminoácido tripsina pela enzima quimotripsina, em que a alteração em uma unidade de pH 8 (pH ótimo) para 7 resulta numa redução em 50 % na ação enzimática. Para que a solução-tampão tenha ação tampão significativa, é preciso ter quantidades comparáveis de ácido e base conjugados. Em um laboratório de Química, uma solução-tampão foi preparada pela mistura de 0,50 L de ácido etanoico (CH_3COOH) 0,20 mol · L⁻¹ com 0,50 L de hidróxido de sódio (NaOH) 0,10 mol · L⁻¹. Dado: $\text{p}K_a$ do ácido etanoico = 4,75 e $\log 0,666 = -0,1765$

- a) Determine o pH da solução-tampão.
- b) Determine o pH da solução-tampão após a adição de 0,01 mol de NaOH em 1,00 L da solução preparada. Apresente os cálculos realizados na resolução da questão.

110 ITA 2017 Na figura, são respectivamente apresentadas as curvas de titulação de 50 mL de soluções aquosas $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dos ácidos I, II e III, tituladas com uma solução aquosa $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em NaOH. Baseado nas informações contidas na figura, assinale opção ERRADA.

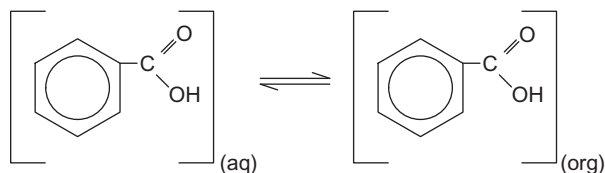


- A A constante de ionização do ácido III é aproximadamente 10^{-9} .
- B A região W da curva de titulação do ácido II é uma região-tampão.
- C No ponto X o pH da solução I é igual ao pK_a do ácido I.
- D O ponto Y é o ponto de equivalência do ácido II.
- E No ponto Z, para todos os ácidos o pH só depende da quantidade em excesso de OH^- adicionada.

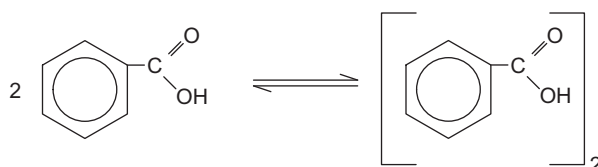
111 IME 2012 Um estudante preparou uma solução aquosa com a seguinte composição: 0,35 molar de NaOH; 0,30 molar de Na_2HPO_4 e 0,25 molar de H_3PO_4 . Ao consultar sua tabela, o estudante encontrou os seguintes valores para as constantes de

dissociação iônica do ácido fosfórico: $K_{a1} = 7,5 \cdot 10^{-3}$; $K_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$; $K_{a3} = 4,8 \cdot 10^{-13}$. Com base nessas informações, determine a concentração do íon hidrônio no equilíbrio

112 IME Considere 100 mL de uma solução tampão aquosa ($\text{pH} = 4,70$) que contém 12,2 g de ácido benzoico ($K_a = 4,50 \cdot 10^{-5}$). A fim de extrair o ácido dessa solução, utiliza-se o mesmo volume de um solvente orgânico imiscível em água. A mistura é agitada, deixada em repouso e, após a separação de fases, atinge o equilíbrio ($K_e = 0,5$):



Na fase orgânica, o ácido benzoico não se dissocia, mas sofre o seguinte processo de dimerização parcial ($K_d = 2$):



Calcule a concentração final do ácido benzoico na fase aquosa após a extração descrita acima.

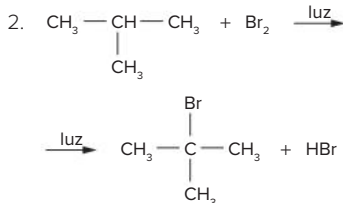
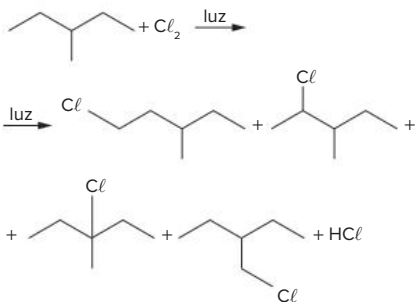
Gabarito

Frente 1

Capítulo 8 – Reações orgânicas

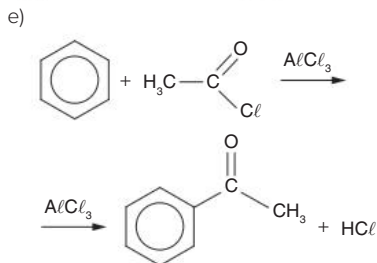
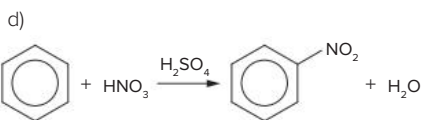
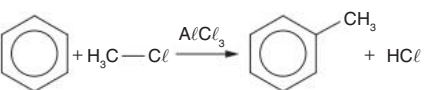
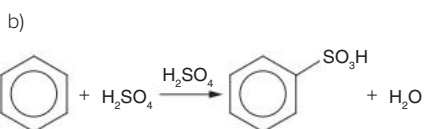
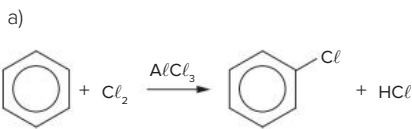
Revisando

1.



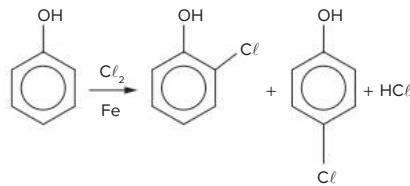
2 bromo 2-metilpropano

3.

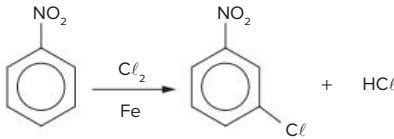


4.

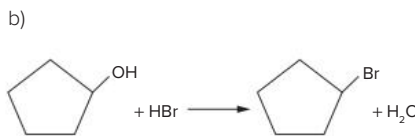
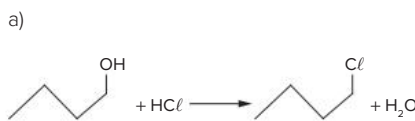
a) O grupo $-\text{OH}$ (fenol) é *orto-para* dirigente, portanto:



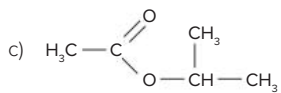
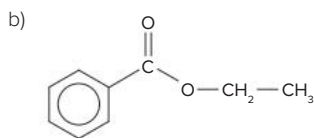
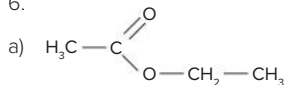
b) O grupo $-\text{NO}_2$ é *meta* dirigente, portanto:



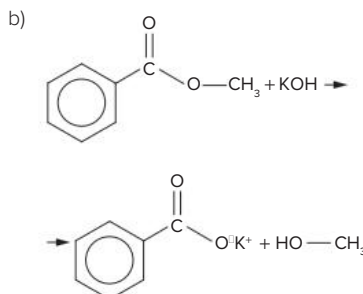
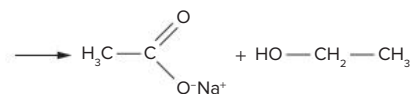
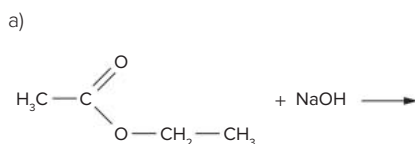
5.



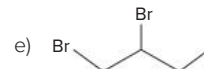
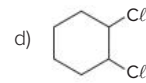
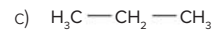
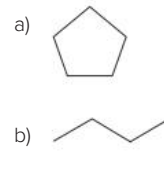
6.



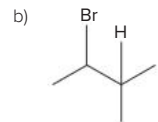
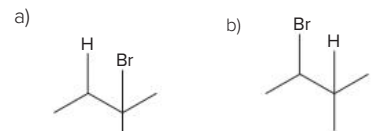
7.



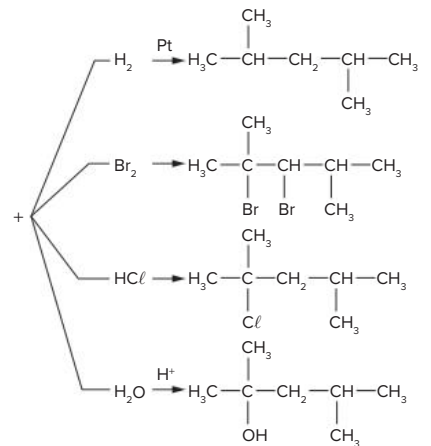
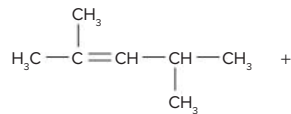
8.



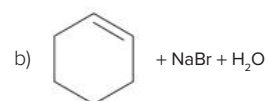
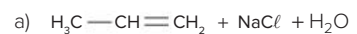
9.



10.

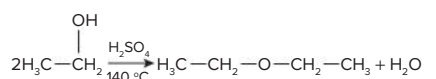


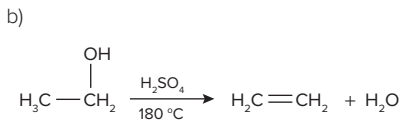
11.



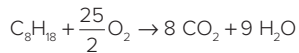
12.

a)

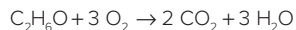




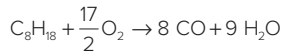
13. Combustão completa do octano:



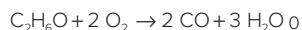
Combustão completa do etanol:



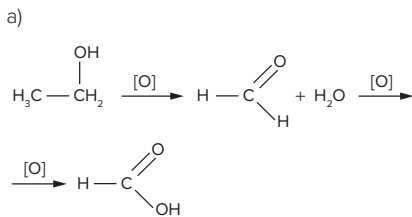
14. Combustão incompleta do octano:



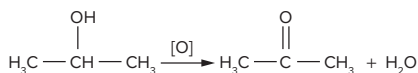
Combustão incompleta do etanol:



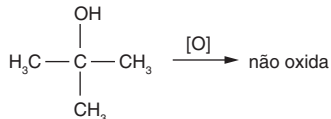
15.



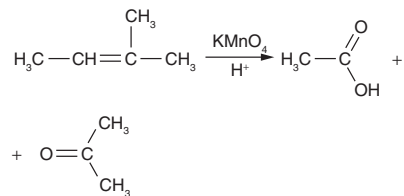
b)



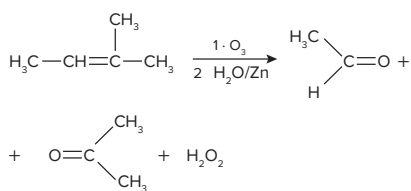
c)



16.



17.



Exercícios propostos

- B
- B
- E
- C

5. C

6. Soma: $02 + 04 + 08 + 16 = 30$

7. D

8. A

9. E

10. Soma: $01 + 02 + 04 + 08 + 16 = 31$

11. D

12. Soma: $04 + 08 + 16 = 28$

13. B

14. E

15. A

16. E

17. E

18. E

19. C

20. C

21. Soma: $01 + 02 + 04 = 07$

22. A

23. B

24. D

25. Soma: $08 + 16 = 24$

26. C

27. Soma: 16

28. B

29. C

30. D

31. C

32. E

33. A

34.

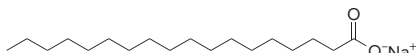
a) São 49 carbonos secundários e 8 carbonos primários.

b) Nome, de acordo com a IUPAC, do composto 2: hidróxido de sódio.
Nome, de acordo com a IUPAC, do composto 3: propan-1,2,3-triol

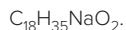
c) A reação é a saponificação ou hidrólise salina.

d) O composto 1 é um éster ou triéster.

e) Estrutura simplificada do composto 4:

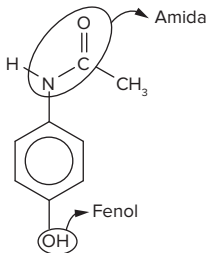


Fórmula molecular do composto 4:

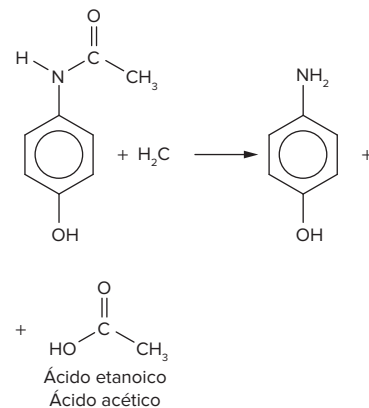


35.

a)



b)



36. C

37. C

38. D

39. A

40. D

41. C

42. C

43. A

44. C

45. C

46. C

47. A

48. C

49. C

50. Soma: $01 + 02 + 04 = 07$

51. E

52. A

53. C

54. C

55. A

56. A

57. D

58. B

59. B

60. B

61. A

62. B

63. Soma: $01 + 02 + 04 + 08 = 15$

64. E

65. D

66. B

67. D

68. C

69. E

70. D

71. B

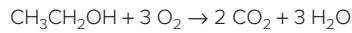
72. B

73. B

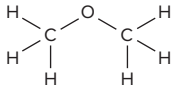
74. B

75.

- a) Equação balanceada da reação da combustão completa do etanol:



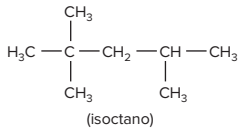
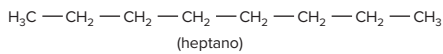
- b) Fórmula estrutural do éter dimetílico:



Entre o etanol e o éter dimetílico ocorre isomeria de função.

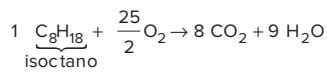
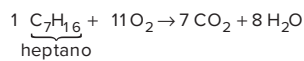
76.

- a) Fórmulas estruturais simplificadas:

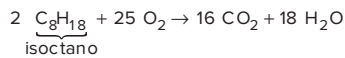


(isooctano)

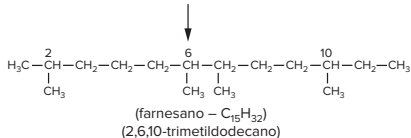
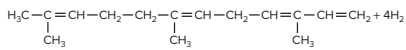
- b) Equações químicas das combustões:



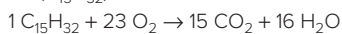
ou



77. Hidrogenação total do farneseno:



Combustão completa de 1 mol do farnesano ($\text{C}_{15}\text{H}_{32}$):



78. E

79. A

80. A

81. D

82. A

83. A

84. C

85. D

86. B

87. D

88. B

89. A

90. B

91. B

92. B

93. E

94. B

95. A

96. D

97. Soma: $01 + 02 + 04 = 07$

98. E

99. C

100. Soma: $01 + 16 = 17$

101. Soma: $01 + 02 + 04 + 08 + 16 = 31$

102. C

103. A

104. E

105. E

106. C

107. Soma: $01 + 02 + 04 + 08 = 15$

108. B

109. B

110. D

111. Soma: $02 + 04 = 06$

112. F; F; F; V; V

113. A

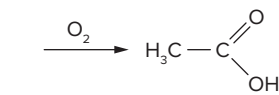
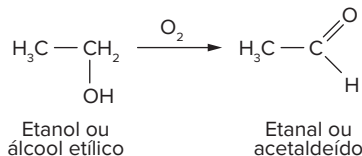
114. B

115. E

116. C

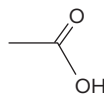
117.

- a) A transformação química mostrada é uma reação de oxidação



Ácido etanoico ou ácido acético

- b) A estrutura química do ácido acético em grafia de bastão é:



- c) Conforme a reação apresentada, o reagente orgânico pode ser o etanol ou o etanal.

118. C

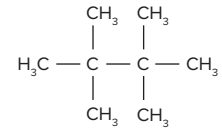
119. A

120. D

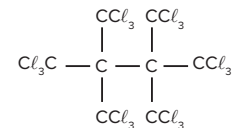
Exercícios complementares

1

- a) Composto que apresenta hidrogênios ligados a carbono primário:



- b) Produto da halogenação total:



Fórmula molecular: C_8Cl_{18}

Massa molar:

$$\text{C}_8\text{Cl}_{18} = 8 \cdot 12 + 18 \cdot 35,5 = 735 \text{ u}$$

Massa molar = 735 g/mol

2. D

3. D

4. E

5. C

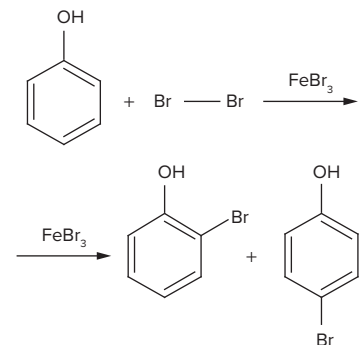
6. E

7. C

8. D

9.

- a) A equação química para a formação do 2-bromofenol e do 4-bromofenol, a partir do fenol e do Br_2 , na presença de FeBr_3 , é:



- b) A: CH_3X (X = halogênio)

B: AlCl_3 (funciona como catalisador da reação)

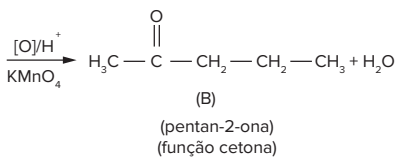
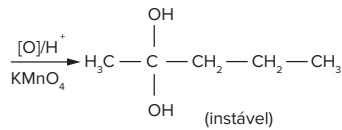
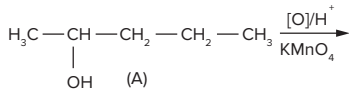
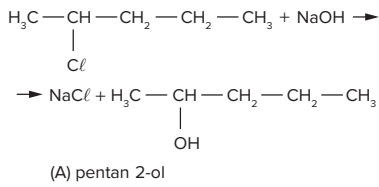
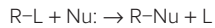
- c) Para o reservatório em 1, é necessário calcular a quantidade de íons H^+ .

$$[\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 8 \text{ (amarelo)}$$

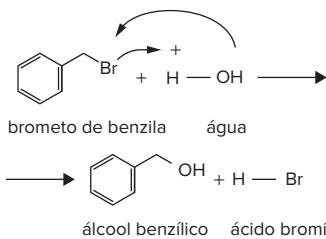
$$\text{Reservatório 2: } [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 5 \text{ (incolor)}$$

10. De acordo com o esquema apresentado no enunciado, temos:

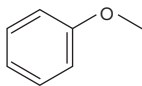


O nome do composto A é pentan-2-ol, e a função química do composto B é cetona.

11. Acontece uma reação de substituição nucleofílica no carbono saturado:

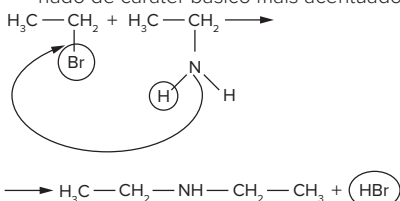


Éter isômero é o metoxibenzeno, cuja fórmula estrutural será:

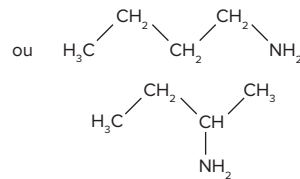
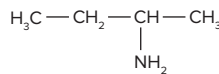
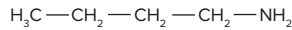


Por apresentarem fórmulas moleculares iguais (C₇H₈O) e funções químicas diferentes, são chamados isômeros, nesse caso, de função.

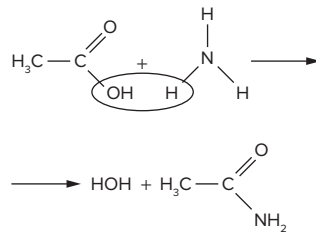
12. Equação química da reação entre o haleto de alquila e o composto nitrogenado de caráter básico mais acentuado:



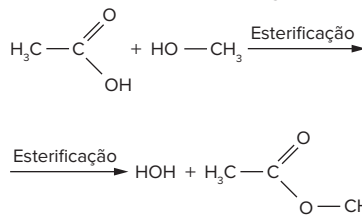
Fórmulas estruturais de duas aminas de cadeia carbônica normal, isômeras da amina secundária sintetizada:



13. Equação química completa da reação da amônia com o composto de caráter ácido mais acentuado dentre os disponíveis no laboratório (ácido acético):



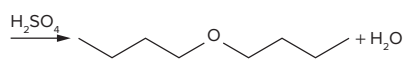
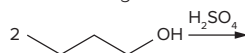
Considerando a substituição da amônia pelo metanol na equação geral, temos:



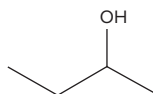
A hibridação do átomo de carbono do grupo funcional do éster é sp².

- 14.

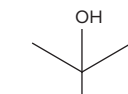
- a) O nome do reagente, de acordo com a lupac, é butan-1-ol
b) A desidratação intermolecular de álcoois origina éteres.



- c) A fórmula molecular do reagente é C₄H₁₀O e seus dois isômeros são:



butan-2-ol



2-metilpropan-2-ol

15. B

16. B

17. D

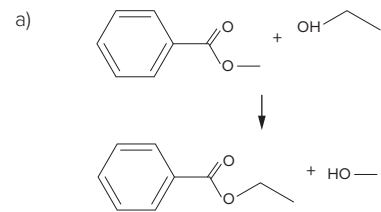
18. A

19. B

20. A

21. E

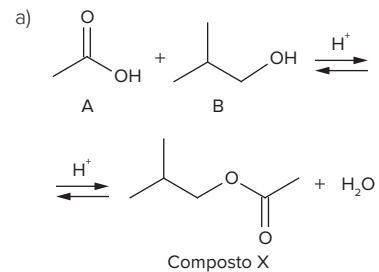
- 22.



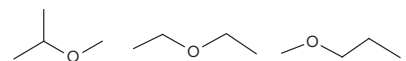
- b) O produto quatro é o metanol.

- c) Fórmula molecular da substância I: C₈H₈O₂.

- 23.

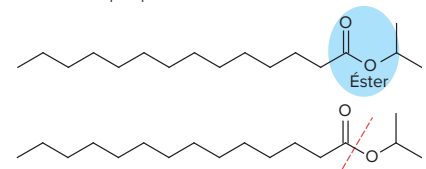


- b) Éteres são isômeros de função de B (álcool):

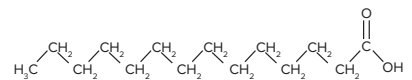


- c) O reagente B é o 2-metilpropan-1-ol.

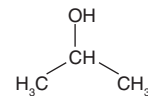
24. Função orgânica da molécula mirístico de isopropila: éster.



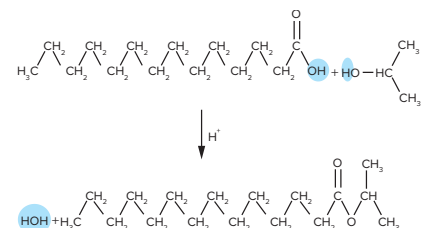
A fórmula estrutural do ácido mirístico é:



A fórmula estrutural do álcool isopropílico são:



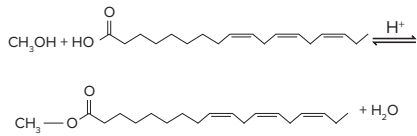
A equação a seguir representa a reação de obtenção do mirístico de isopropila:



25. E

26

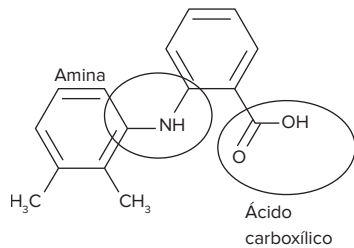
- a) O grupo funcional carboxilato caracteriza a função éster, une os anéis aromáticos ao anel não aromático. O grupo que tem características ácidas é o fenol
- b) A equação da reação entre o ácido alfa-linolênico e o metanol é:



27. B

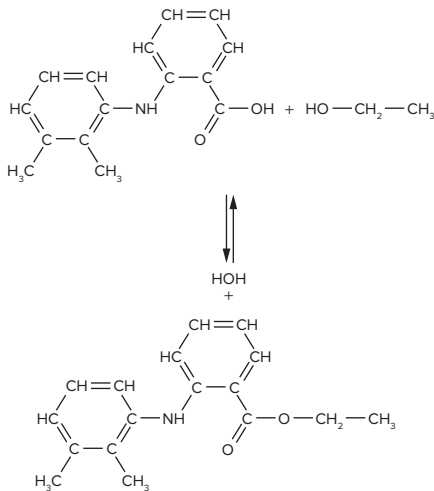
28.

- a) As funções são amina e ácido carboxílico.



As principais interações desses grupos com a água são as ligações de hidrogênio.

- b) A reação descrita no texto é a esterificação:



29. D

30.

- a) Ocorreu uma reação chamada de hidrólise básica ou saponificação.
- b) A elevação da temperatura aumenta a velocidade da reação pelo aumento dos choques efetivos.

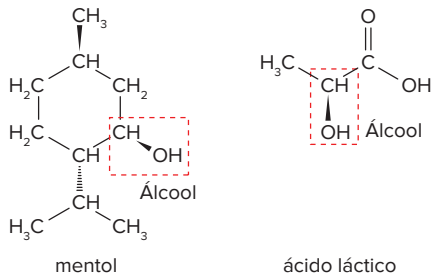
31. C

32. E

33. Soma: 02 + 08 + 16 = 26

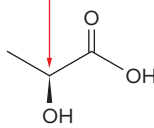
34.

- a) A função orgânica comum ao mentol e ao ácido láctico é a função álcool.

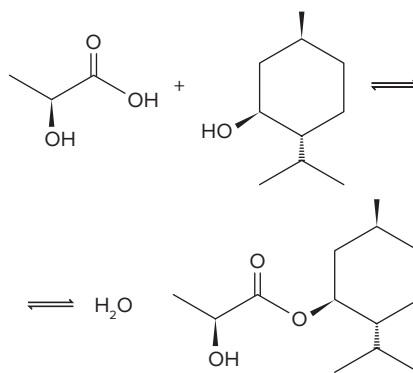


O carbono assimétrico na estrutura do ácido láctico é:

Carbono assimétrico

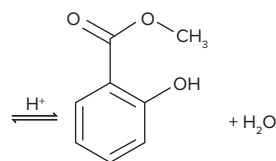
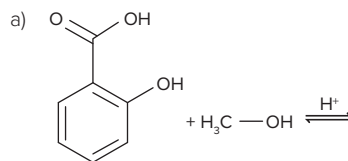


- b) A equação química que representa a formação do lactato de mentila é:



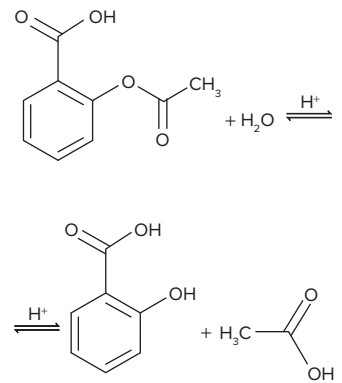
A análise da estrutura do lactato de mentila nos permite concluir que sua baixa solubilidade em água deve-se à inexistência de grupos que fazem ligação de hidrogênio na parte que só apresenta hidrogênio e carbono.

35.



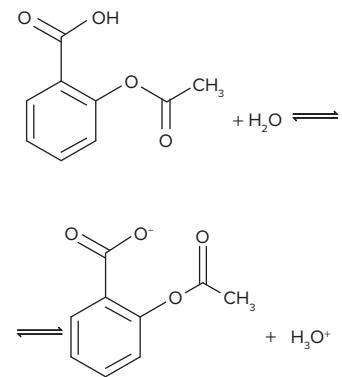
salicilato de metila

b)



- c) Uma alternativa seria aumentar as concentrações de reagentes ou retirar produtos da reação.

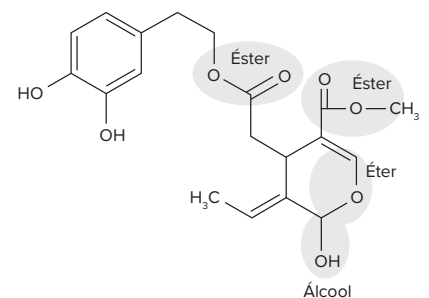
d)



36. E

37.

- a) Além da função fenol é possível observar as funções éster, álcool e éter.



- b) A fórmula molecular do hidroxitirosol é $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{O}_3$, e o outro álcool que pode ser obtido é o metanol (CH_3OH).

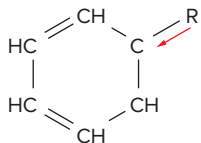
38. A

39.

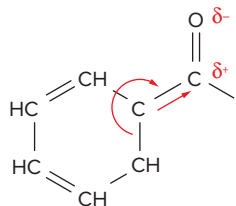
- a) A razão é que o radical primário sofre rearranjo e forma um radical secundário, que é mais estável. É esse radical que substitui o H do anel aromático.

- b) O AlCl_3 não remove o cloro dessas moléculas para formar o carbocátion. Além disso, não seria propriamente uma alquilação, pois os grupos formados não seriam carbocátions alquílicos.

- c) Os grupos alquila possuem efeito indutivo positivo e, portanto, favorecem as polialquilações nas posições *orto* e/ou *para* (dirigência *orto-para*).

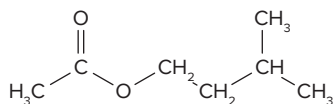


Já nas acilações o acilbenzeno formado é menos reativo que o benzeno uma vez que os radicais acil possuem efeito indutivo negativo, retirando densidade eletrônica do anel aromático e dificultando acilações posteriores.

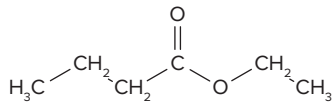


40.

a)

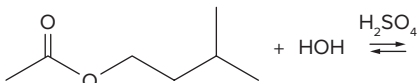


éster com odor de banana

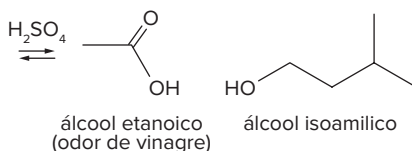


éster com odor de abacaxi

- b) A hidrólise ácida do éster com odor de banana libera odor de vinagre devido à produção do ácido etanoico (acético).



éster com odor de banana



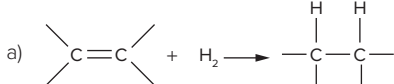
41. A

42. D

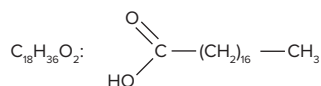
43 Soma: 04 + 16 + 32 = 52

44. C

45.



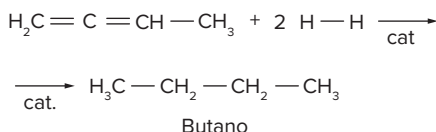
- b) $C_{18}H_{32}O_2$
Caso o ácido fosse saturado, sua estrutura seria:



Como a fórmula do ácido linoleico é $C_{18}H_{32}O_2$, há duas insaturações (2 hidrogênios a menos por insaturação).

46.

- a) A reação de hidrogenação catalítica total do butadieno é dada por:



- b) O poliálcool sorbitol interage com as moléculas de água através de ligações de hidrogênio entre as hidroxilas da molécula de sorbitol e as moléculas de água.

47. D

48

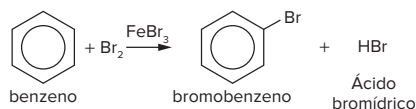
- a) Cetona e álcool.

- b) As ligações duplas entre carbonos sofrem adição de Br_2 .

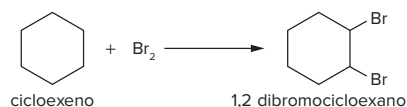


49.

- a) I.



II.



- b) I. Substituição (Br substitui o H).

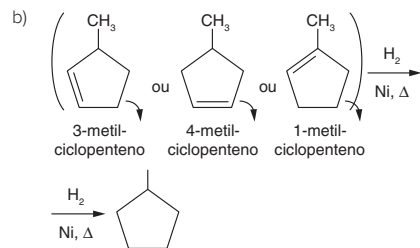
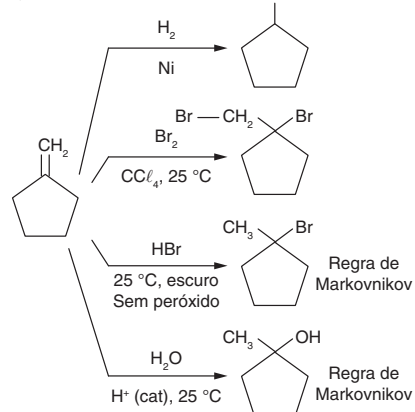
II Reação de adição.

- c) O $FeBr_3$ é o catalisador. Sem ele, não ocorre a reação.

50. D

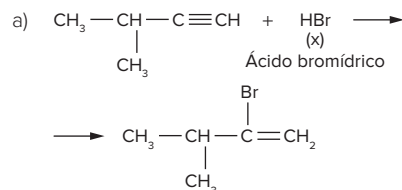
51.

- a) Reações de adição:

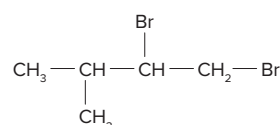


- c) Isomeria de posição.

52.



b)

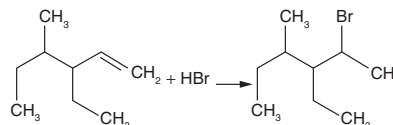


Regra de Karash: na presença de peróxido, a adição de HBr acontece ao contrário do que prevê a regra de Markovnikov.

- c) I 3-metilbut-1-ino
II 2-bromo-3-metilbut-1-eno
III 1,2-dibromo-3-metilbutano

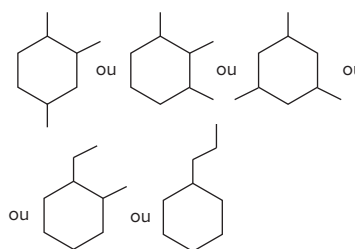
53.

- a) Teremos:



- b) O nome, de acordo com a Iupac, é 3-etil-4-metil-hex-1-eno.

- c) Algumas das possibilidades são:

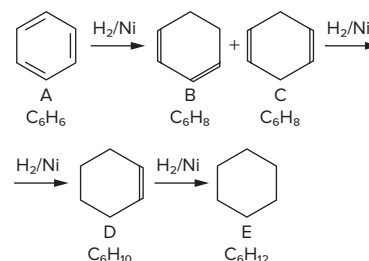


54. B

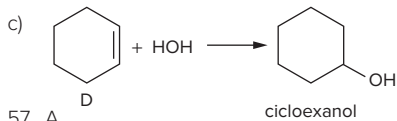
55. A

56.

- a) As fórmulas das substâncias representadas são:

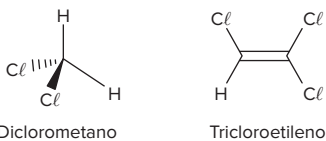


b) Com relação às estruturas B e C, podem-se observar as diferentes posições das insaturações, portanto são isômeros de posição.

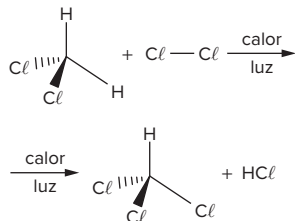


57. A
58.

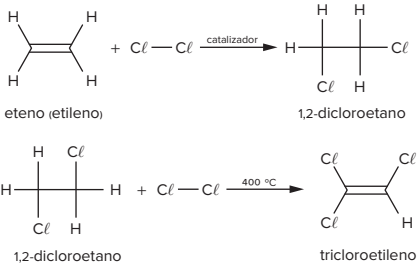
a) As fórmulas estruturais dos hidrocarbonetos citados no texto são:



b) A equação que representa a reação é:

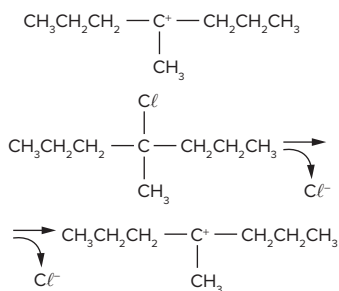


c) As equações das duas etapas descritas são:

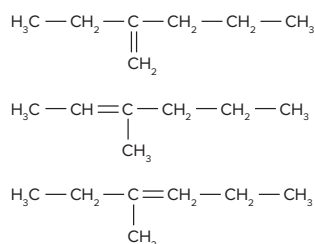


59. D
60.

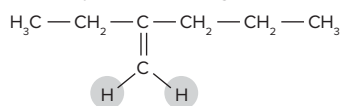
a) Fórmula estrutural do carbocátion:



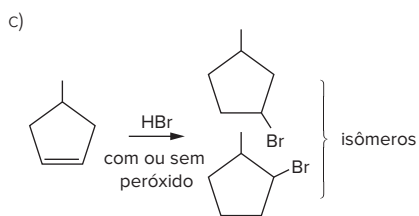
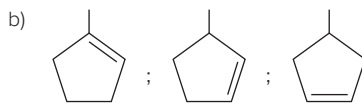
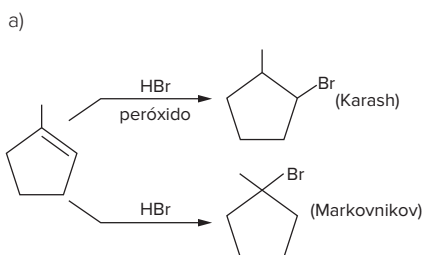
b) Fórmula estrutural de três alcenos que não são isômeros *cis-trans* entre si e que, reagindo com HCl, podem dar origem ao haleto de alquila do item anterior:



c) Fórmula estrutural do alceno do item anterior, que não apresenta isomeria *cis-trans*, pois o carbono da dupla ligação está ligado a dois ligantes iguais entre si, ou seja, a dois hidrogênios:



61. B
62. C
63. A
64.

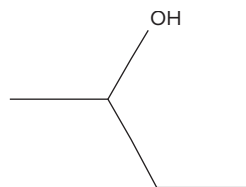


65. Soma: 01 + 02 + 16 = 19

66. Soma: 01 + 02 + 08 = 11

67. B
68. D
69.

a) Produto formado, notação em bastão:



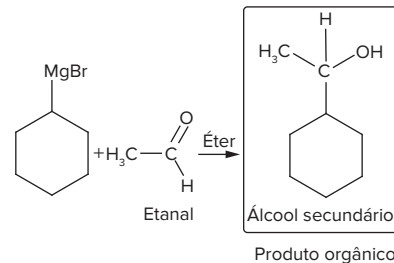
b) A função presente no produto é o álcool.

c) O nome oficial lupac é butan-2-ol.

70.

a) De acordo com o enunciado, para formar composto de Grignard, o reagente deve apresentar o bromo ligado diretamente a carbono saturado e não pode apresentar grupos funcionais que reajam com o composto formado, ou seja, carboxila, carbinol e amino. Nesse caso, os compostos I e IV se encaixam

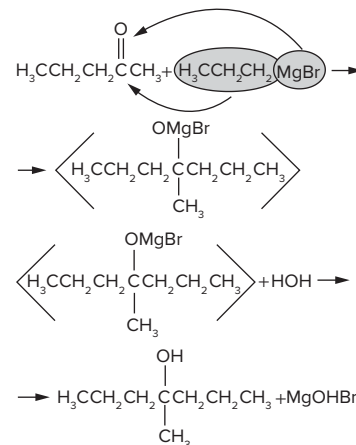
b) Teremos:



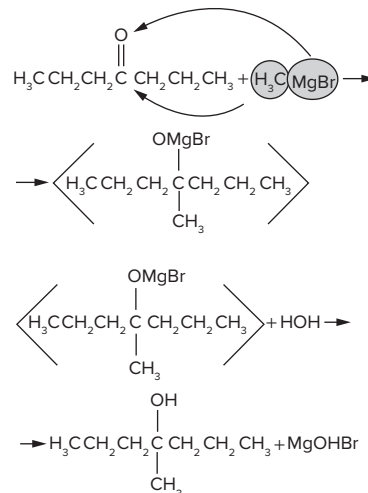
71. Tabela preenchida:

	Possibilidade 1	Possibilidade 2
Composto carbonílico	$\text{H}_3\text{CCH}_2\text{CH}_2\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{CH}_3$	$\text{H}_3\text{CCH}_2\text{CH}_2\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
Reagente de Grignard	$\text{H}_3\text{CCH}_2\text{CH}_2\text{MgBr}$	H_3CMgBr
Haleto de alquila	$\text{H}_3\text{CCH}_2\text{CH}_2\text{Br}$	H_3CBr

Possibilidade 1:



Possibilidade 2:



72. C
73. B
74. C
75. D

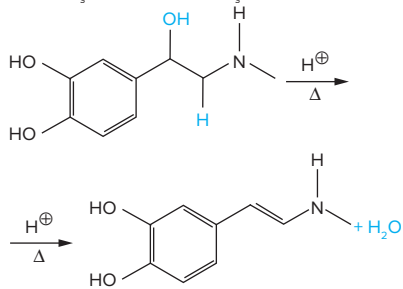
76. Soma: 01 + 02 + 04 = 07

77. C

78. B

79. São 2 isômeros opticamente ativos.

Reação de desidratação intramolecular:

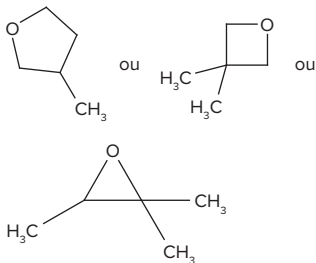


80.

- a) O nome da substância é ciclopentanol.
 b) A desidratação intramolecular de um álcool, em meio ácido, leva à formação de um alceno:



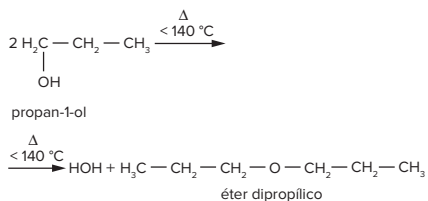
- c) Teremos três possibilidades a serem consideradas:



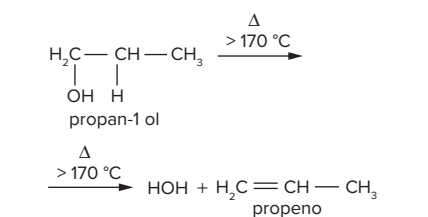
81. As reações têm como resultado os seguintes produtos:

Reator	Temperatura (°C)	Produto orgânico
A	<140 (Desidratação intermolecular)	X = Éter dipropílico
B	>170 (Desidratação intramolecular)	Y = Propeno

Reator A:



Reator B:

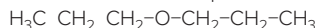


$[\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}] = 120 \text{ g/L}$

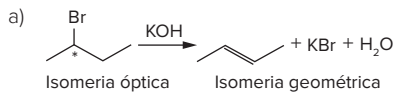
Produto Y: Propeno.

A reação é do tipo desidratação intramolecular ou eliminação.

Fórmula estrutural do produto X:



82

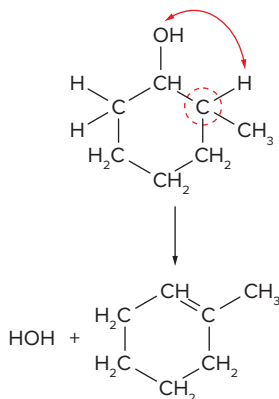


b) Isomeria de posição:

Isomeria de cadeia:

83.

- a) O nome do composto 1, de acordo com a nomenclatura IUPAC, é metil-ciclo-hexanol ou 1-hidróxi-2-metil-ciclo-hexano.
 b) Está presente a isomeria de posição.
 c) O produto 2 é formado em maior quantidade devido à regra de Saytzeff, pela qual o átomo de hidrogênio sai do carbono menos hidrogenado.



84. B

85. A

86. B

87. B

88. E

89. Soma: 01 + 16 + 32 = 49

90. D

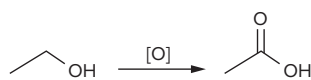
91. Soma: 04 + 08 = 12

92. D

93. A

94.

- a) O etanol do vinho foi oxidado e virou ácido acético (vinagre), em razão da presença, dentro da garrafa, de O_2 do ar atmosférico.

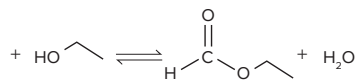
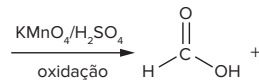
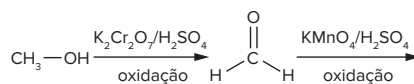


- b) A garrafa com menos vinho tinha mais O_2 em seu interior e estava fora da geladeira, exposta à temperatura mais alta, aumentando a velocidade da oxidação.

95. A

96.

a)



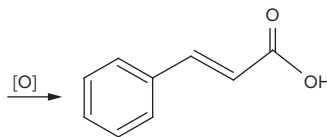
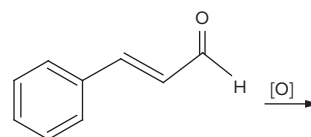
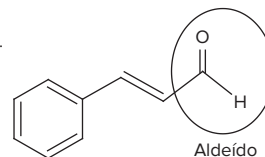
- b) X: metanal; Y: ácido metanoico; Z: metanoato de etila

97. B

98. Soma: 02 + 08 + 16 = 26

99. O hidrocarboneto de massa molar 28 g/mol é o eteno (molécula A). A primeira reação é uma hidratação do alceno em meio ácido formando etanol (B). A reação do etanol em meio de H_2SO_4 a 140 °C é uma desidratação intermolecular formando o éter dietílico (C). O mesmo etanol (B) sofre também oxidação para formar o ácido acético (D). A reação do ácido acético com o cloreto de tionila, seguida de amonólise (reação com NH_3) do haleto formado, produz a etanamida (E).

100.

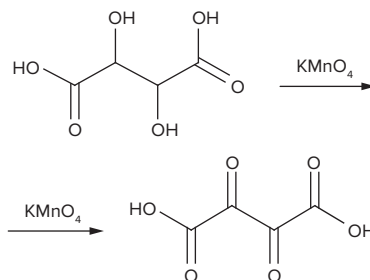


101. B

102. Soma: 02 + 08 = 10

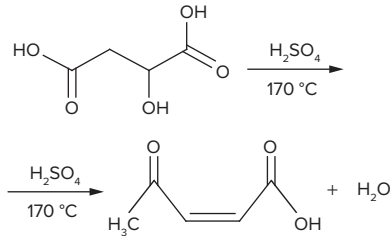
103.

- a) A reação de oxidação do ácido tartárico é:

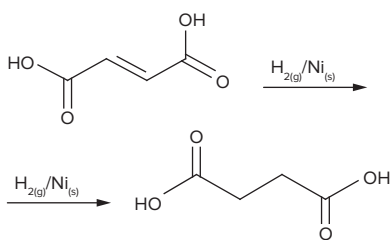


b) O ácido fumárico apresenta isomeria geométrica, e os ácidos málico e tartárico, isomeria óptica.

c) A reação é:

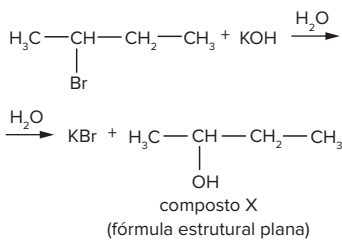


d) A reação é:

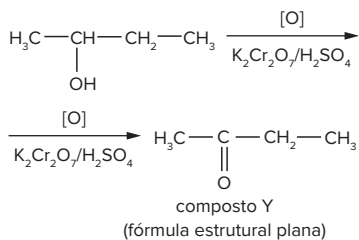


104.

- Reação do 2-bromobutano com o hidróxido de potássio aquoso:



Substância X (butan-2-ol) tratada com a mistura oxidante $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}_2\text{SO}_4$:



- Mecanismo ocorrido na reação de síntese do composto X em função das espécies reagentes: substituição nucleofílica.
- Número de isômeros ópticos ativos do 2-bromobutano: 2.

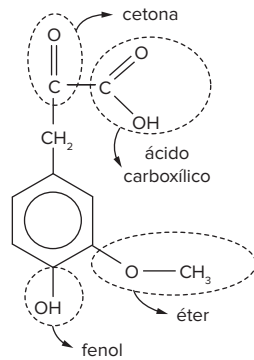
105. Soma: $02 + 08 + 16 = 26$

106. B

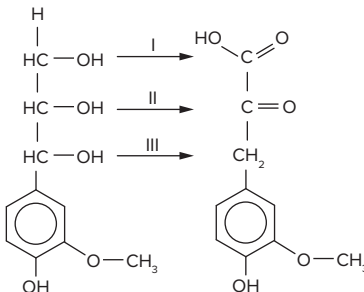
107. C

108.

a)



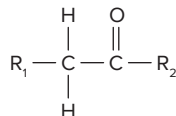
b)



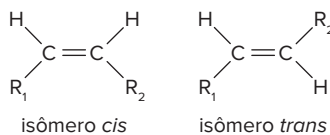
- I. Oxidação álcool; ácido carboxílico.
- II. Oxidação álcool; cetona;
- III. Redução álcool; hidrocarboneto.

109.

a) A fórmula estrutural do produto (IV) é:

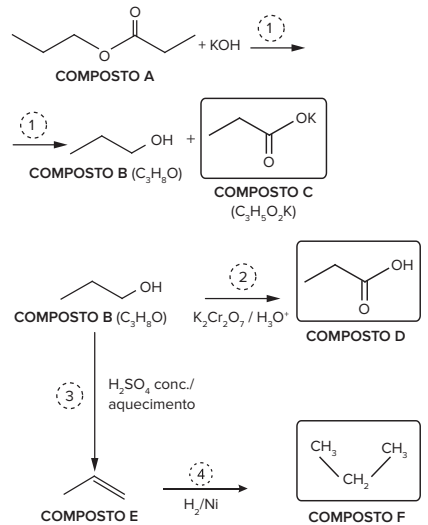


b) A espécie (II) é a que apresenta isomeria geométrica; seus isômeros são:



c) Os compostos (I) e (II) serão pouco solúveis, independentemente do tamanho das cadeias carbônicas R_1 e R_2 . Pois já se trata de compostos apolares. No caso do composto (III), o grupo hidroxila ($-\text{OH}$) torna-o polar, se R_1 e R_2 forem cadeias pequenas, o composto se manterá com caráter majoritariamente polar (e solúvel em água); entretanto, conforme aumenta o tamanho da cadeia carbônica, o caráter polar do composto diminui (assim como sua solubilidade em água).

110. 1



Reações	Tipos das reações	Nomes dos compostos
1	Saponificação ou hidrólise básica	A – Propanoato de propila
		B – 1-propanol
		C – Propanoato de potássio
2	Oxidação em meio ácido	D – Ácido propanoico
3	Desidratação	E – Propeno
4	Hidrogenação catalítica	F – Propano

Frente 2

Capítulo 7 – Propriedades coligativas

Revisando

1

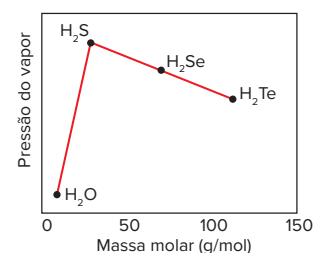
a) 1,6 L

b) As células do sangue têm maior pressão osmótica, por isso receberão água da solução injetada. A célula inchará devido à entrada de solvente.

2.

a) Temperatura de ebulição é a temperatura na qual a pressão de vapor do líquido é igual à pressão externa.

b)



3. A disposição das correntes é: $2 < 1 < 3$. De acordo com os princípios de crioscopia, o aumento da concentração de um soluto não volátil, como um sal, diminui a temperatura de congelamento da solução.

4. a) Na cidade A. De acordo com o diagrama de fases, a pressão a ser exercida na água para que ocorra a liquefação é menor.

b) Como B está a aproximadamente 2400 m de altitude, a pressão atmosférica é menor. Consequentemente a temperatura de fusão da água será maior que em A, e a temperatura de ebulição será menor que em A.

5. a) De acordo com as equações dadas, temos:
Polietileno: polímero de adição.
Náilon-66: polímero de condensação.

b) A massa molar da amostra é 48000 g/mol.

6. O fenômeno químico descrito é a osmose. Como nos indivíduos diabéticos a passagem da glicose para o interior da célula é dificultada, teremos que o meio externo é mais concentrado que o meio interno das células. Com isso, o solvente fluirá do interior das células (menos concentrado ou hipotônico) para o exterior (mais concentrado ou hipertônico) e será eliminado na urina.

7. Amostra B. Por apresentar maior número de partículas dissolvidas.
Diluição: $V_1 = 1$ L.

8. As propriedades coligativas estão associadas ao número de partículas presentes em um certo volume de solução. Comparando volumes iguais:
 $\text{NaCl}(s) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
1 mol 1 mol 1 mol

1 mol \rightarrow 2 mol de partículas

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq})$

1 mol \rightarrow 1 mol de partículas

Podemos notar que na solução de NaCl o número de partículas é maior, isso significa que a pressão de vapor do solvente é menor e que as forças de atração bipolo-íon são acentuadas, consequentemente a temperatura de ebulição dessa solução é mais elevada do que da solução de glicose.

Nas mesmas condições de pressão, a temperatura de fusão da solução de NaCl será menor do que da solução de glicose, pois a presença de partículas em maior quantidade provoca um abaixamento na temperatura de fusão.

9. a) $2 \text{H}_3\text{CCOOH} + \text{CaCO}_3 \rightarrow [\text{H}_3\text{CCOO}]_2\text{Ca}^{2+} + \text{HOH} + \text{CO}_2$

b) O ovo sem casca mergulhado em água pura incha devido ao fenômeno da osmose. O ovo é o meio hipertônico e a

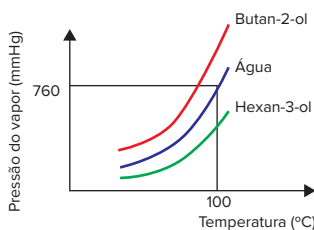
água é o meio hipotônico. A membrana que envolve o ovo é semipermeável. O solvente passa do meio hipotônico para o meio hipertônico através da membrana semipermeável.

O ovo sem casca mergulhado em solução de sacarose murcha, pois nesse caso a solução é o meio hipertônico, enquanto o ovo é o meio hipotônico.

Exercícios propostos

- C
- B
- C
- C
- C

a) O álcool mais volátil é o butan-2-ol, pois possui maior pressão de vapor.



b) O butan-2-ol tem cadeia de quatro carbonos, enquanto o hexan-3-ol possui cadeia com seis átomos de carbono. Desse modo, as interações intermoleculares são menores no butan-2-ol, fazendo com que suas moléculas interajam menos, diminuindo sua temperatura de ebulição.

6. a) Tomando a $P_{\text{atm}} = 760$ mmHg, notamos que o líquido mais volátil é o I, já que entra em ebulição a uma temperatura mais baixa. Como a adição de soluto não volátil (como um sal) aumenta a t_e , notamos que II é solução de I, bem como IV é solução do líquido menos volátil, que é III.

b) II e IV, como explicado no item anterior.

7.

a) 10°C .

b) Devido às ligações de hidrogênio existentes entre as moléculas do 1-butanol.

8. E

9. E

10. A

11. D

12. C

13. A

14.

a) As curvas A, B e C se associam às soluções 1, 2 e 3. Dessa forma, o sistema mais volátil será aquele com menor quantidade de partículas. Com base nesses dados, conclui-se que é o número 1, curva A.

b) A adição de um soluto não volátil diminuirá a pressão de vapor do líquido, dificultando a evaporação, pois há um

aumento nas interações intermoleculares entre as partículas de soluto e de solvente.

15. B

16.

a) O solvente puro tem maior PMV, por isso que $\text{H}_2\text{O}(v)$ vai de I para II, através do ar que é a membrana semipermeável.

b) O ponto de congelamento no início é menor, pois possui maior n° de partículas dispersas. Com a diluição, o n° de partículas por unidade de volume vai diminuindo, e o ponto de congelamento vai aumentar.

17.

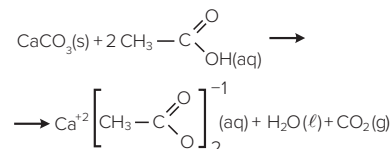
a) Temperatura de ebulição do $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} \cong 15^\circ\text{C}$; temperatura de ebulição do $\text{HCCl}_3 \cong 60^\circ\text{C}$.

b) A adição de um soluto não volátil em um líquido puro diminui a pressão de vapor do mesmo (tonoscopia).

18. D

19.

a)



O carbonato de cálcio insolúvel é transformado em acetato de cálcio solúvel.

b) Osmose é a passagem do solvente através de uma membrana semipermeável do meio menos concentrado (hipotônico) para o meio mais concentrado (hipertônico).

O fenômeno nos dois casos é osmótico. O ovo sem casca incha na água, porque a água é hipotônica em relação ao conteúdo dele.

Na salmoura, murcha, porque esta é hipertônica (maior pressão osmótica) em relação ao conteúdo do ovo.

20 $\text{MM} = 2,40 \cdot 10^5 \text{ u}$

21 B

22. D

23. D

24. C

25. E

26. B

27. D

28. C

29. D

30. E

31. B

32. D

33. A

34. Soma: $02 + 32 = 34$

35.

a) $M = 62,5 \text{ g/mol}$

b) Com base na fórmula molecular, a massa molar do ácido acético é 60 g/mol .

O resultado encontrado no experimento em benzeno indica que duas moléculas de ácido acético estão unidas entre si por ligações de hidrogênio intermolecular, formando um dímero.

36.
 a) $\pi = 771,9 \text{ kPa}$
 b) Não, porque apresenta concentração menor.
37.
 a) $m = 209,89 \text{ g}$
 b) $T = -2,06 \text{ }^\circ\text{C}$
 c) $X(\text{NaOH}) = 0,31$ ou 31%
38.
 a) $X_{(\text{n-pentano})} = 0,386$
 b) $P_{(\text{total})} = 289,35 \text{ torr}$
 c) $X_{(\text{vapor})} = 0,682$
39.
 a) A menor t_c vale para a solução com maior efeito coligativo. Como $i_{\text{HCl}} > i_{\text{CH}_3\text{COOH}}$, portanto, a solução de HCl tem maior efeito coligativo.
 b) $\text{pH} = 2$
 Ácido acético tem pH maior \rightarrow ácido mais fraco.
40. Como $\pi = \sum RTi$, então $\uparrow \pi = \uparrow i \Rightarrow \Rightarrow \pi_2 > \pi_1 > \pi_3 = \pi_4$.
41. E
 42. B
 43. Soma: $02 + 04 + 08 + 16 = 30$
 44. D
 45. B
 46. E
47. A concentração total de íons Na^+ no medicamento é $2,5 \text{ mol/L}$.
 O NaH_2PO_4 está em menor concentração e seu nome é di-hidrogenofosfato de sódio.
 O medicamento pode ser usado como laxante, pois, devido a sua alta concentração salina, há perda de água das células presentes no intestino. A propriedade coligativa envolvida é a osmometria.

Exercícios complementares


1. E
 2. D
 3. C
 4. D
 5. C
 6. C
 7. Soma: $01 + 16 = 17$
 8. Soma: $02 + 08 + 32 = 42$
 9.
 Mantendo a temperatura de $-50 \text{ }^\circ\text{C}$ constante e aumentando a pressão de 1 a 10 atm, podemos observar no gráfico que o CO_2 permanece gasoso até a pressão de 5,5 atm, quando, nessa pressão, o CO_2 torna-se líquido, permanecendo nesse estado até a pressão de 9 atm, ponto em que ocorre a solidificação do CO_2 .

10. A
 11. 21 mmHg
 12.
 a) O benzeno é mais volátil que o tolueno, pois tem menor ponto de ebulição ($80,21 \text{ }^\circ\text{C} < 110,8 \text{ }^\circ\text{C}$).
 b) Por ser mais volátil, o benzeno predominará na fase vapor.
13. C
 14. C
 15.
 a) Para entrar em ebulição, a pressão de vapor do líquido deve ser igual à pressão atmosférica local. Ao nível do mar a água pura ferve a $100 \text{ }^\circ\text{C}$, pois sua $PV = P_{\text{atm}}$.
 b) $1,5 \text{ atm} = 1140 \text{ mmHg}$. Sendo a pressão interior da panela igual a 1140 mmHg , a água deve ferver a $115 \text{ }^\circ\text{C}$.
16. B
 17. B
 18. E
 19. C
 20. D
 21. C
 22. E
 23. E
 24. A
 25. F; V; V; V
 26. E
 27.
 a) $P \cong 7,62 \text{ atm}$ (solução isotônica).
 b) Solução de glicose: curva A. Sendo um soluto não eletrolítico, apresenta menor número de partículas dissolvidas e, portanto, maior pressão de vapor.
28. D
 29. $0,93 \text{ }^\circ\text{C}$
 30. D
 31. D
 32. C
 33. E
 34. C
 35. A
 36. C
 37. B
 38. D
 39. E
 40. D
 41. C
 42. E
43. Na solução de KOH , na qual a dissociação é maior (lembre-se de que NH_4OH é uma base fraca).
44. D
 45. E
 46.
 a) $T_4 < T_2 < T_1 = T_3$

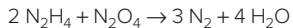
- b) Porque o NaCl produz um efeito crioscópico maior do que o produzido pela sacarose.
 47. C
 48. A
 49. C

Capítulo 8 – Oxirredução

Revisando

1.
 a) Quando os índios ferverem o pó com a água quente estão realizando uma extração ou dissolução fracionada das substâncias envolvidas.
 b) Com a utilização da água quente haverá uma elevação da temperatura, a solubilidade do corante será favorecida e ocorrerá um aumento no número de choques entre os reagentes. Consequentemente, a velocidade de dissolução aumentará.
 c) Sim. O suco de jenipapo ivá é incolor e depois que seca fica preto (oxidação em presença do ar), isso indica que ocorre uma transformação química evidenciada pela mudança de cor.
2.
 a) O elemento é o ferro. Como o seu número atômico é 26, o número de nêutrons do isótopo de massa atômica 56 é: $56 - 26 = 30$.
 b) O número de oxidação do elemento μ no reagente é igual a $+3$. No produto, o número de oxidação é igual a 0 (zero).
3. Equação II: CO(g)
 Equação III: $\text{H}_2\text{(g)}$
 $2 \text{ C(s)} + 2 \text{ H}_2\text{O(g)} \rightarrow \text{CH}_4\text{(g)} + \text{CO}_2\text{(g)}$
 $\Delta H = +16 \text{ kJ}$
4.

 a) Molécula X: H_2SO_4
 Elemento central: S
 Nox: $+6$
5.
 a) Hidroxila fenólica e carboxila.
 b) Fórmula molecular do produto orgânico:
 $\text{C}_7\text{H}_4\text{O}_5; 7x + 4(+1) + 5(-2) = 0; x = \frac{6}{7}$
 Agente oxidante: FeSO_4 .
6.
 a) Elemento que sofre redução: fósforo
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 N° de oxidação do fósforo no reagente = $+5$;
 N° de oxidação do fósforo no produto = zero.
 Variação do Nox do P = 5.
 b) 1 mol de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ reage com 3 mol de SiO_2 e 5 mol de C.
 8 mol de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ reagirão com 24 mol de SiO_2 e 40 mol de C.
 Logo, o reagente limitante é o SiO_2 . Assim, 18 mol de SiO_2 produzirão 6 mol de P_2 .

7. A equação química será dada por:



No N_2H_4 o número de oxidação do nitrogênio é -2 .

No N_2 o número de oxidação do nitrogênio é 0 .

Isso significa que o nitrogênio sofre oxidação, logo, o N_2H_4 é o agente redutor.

A estrutura de Lewis para o N_2H_4 pode ser representada por:



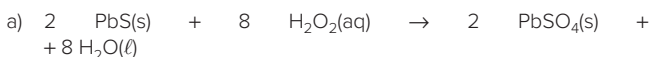
8.

a) HNO_3 – ácido nítrico;
 NH_4OH – hidróxido de amônio.

b) Nox do urânio no U_3O_8 : $+\frac{16}{3}$.

Nox do urânio no $(\text{NH}_4)_2\text{U}_2\text{O}_7$: $+6$.

9.



b) Agente redutor: PbS .
Agente oxidante: H_2O_2

c) $V = 2,43 \text{ mL}$

Exercícios propostos

1. D

2. D

3. A

4.

a) $+5$

b) NH_4NO_3

5. E

6. D

7. B

8. A

9. C

10. D

11. A

12. A

13.

a) Ítrio $\rightarrow +3$
Bário $\rightarrow +2$
Cobre $\rightarrow +2$

b) Soma dos Nox do $\text{Cu} = +7$
Nox comum $\rightarrow +2$
Nox incomum $\rightarrow +3$

14. E

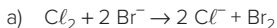
15. D

16. A

17. D

18. B

19.



b) Oxidante: Cl_2
Redutor: Br

20. F; V; V; V

21. D

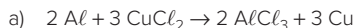
22. C

23. B

24. A

25. E

26.



b) Oxidante: CuCl_2

Redutor: Al

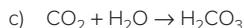
27. A

28. E

29.

a) $674,1 \text{ kg}$

b) C e CO



30. E

31. A

32. B

33. C

34. B

35.

a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; etanol ou álcool etílico.

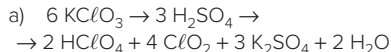
b) Nox do Cr: de $+6$ para $+3$; $x = 1$ e $y = 3$.

36. Soma: $01 + 16 + 32 = 49$

37. Soma: $02 + 04 + 16 + 32 = 54$

38.

I.



b) Redutor: KClO_3

c) Oxidante: KClO_3

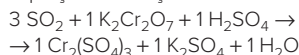
II.



b) Redutor: HCl

c) Oxidante: KMnO_4

39. Equação da reação:

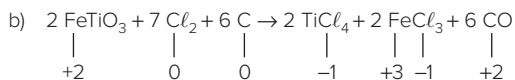
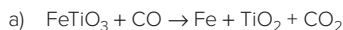


O balanceamento é feito pelo método de oxirredução.

40. D

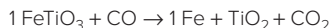
41. A

42



	Elementos	Varição do número de oxidação
sofre oxidação	Fe	$+2$ para $+3 = 1$
	C	0 para $+2 = 2$
sofre redução	Cl	0 para $-1 = 1$

c) Teremos:



43. C

44. a) $x = 3$ e $y = 3$
 agente oxidante: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
 agente redutor: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
 b) Forma-se 0,4 mol de Cr^{3+} no processo
45. E
 46. A
 47. A

Exercícios complementares

1. C
 2. D
 3. A
 4. B
 5. B
 6. D
 7. B
 8. E
 9. D
 10. A
 11. B
 12. E
 13. B
 14. B
 15. E
 16. B
 17. D
 18. D
 19. C
 20. D
 21.
 a) KMnO_4 (aq) = agente oxidante
 Al = agente redutor
 b) 1,71 g
 22. E
 23. A
 24. B
 25. D
 26. D
 27. Soma: $01 + 02 + 04 = 07$
 28. B
 29. E
 30. E
 31. A
 32. B
 33. A
 34. C
 35. D
 36. B
 37. A
 38. D
 39. V; V; V; F; F; V; F
 40. V; F; V; V; V; F
 41. E
 42.
 a) Oxidante: KMnO_4 ; redutor: $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$
 b) $5 : 2 : 8 \rightarrow 1 : 5 : 2 : 10 : 8$

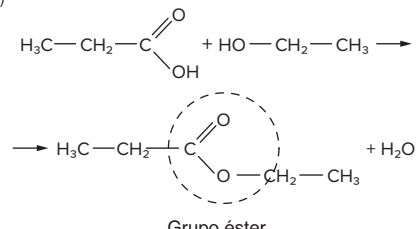
43. D
 44.
 a) 8-1-2-4-2-3
 Agente oxidante HNO_3
 Agente redutor: Bi_2S_3
 b) 5-3-2-5-1-2-3
 Agente oxidante: KMnO_4
 Agente redutor: Na_2SO_3
 c) 1-4-3-1-1-7-3
 Agente oxidante: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 Agente redutor: H_2S
 d) 2-6-5-2-5-2
 Agente oxidante: PbO_2
 Agente redutor: $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$
 e) 3-16-3-3-10-8
 Agente oxidante: HNO_3
 Agente redutor: Cu_2S
 f) 2-3-2-2-3-1
 Agente oxidante: ClO
 Agente redutor: CrO_2^-
 g) 3-2-6-3-3-2
 Agente oxidante: Bi^{3+}
 Agente redutor: SnO_2^{2-}
 h) 2-1-1-2-1-2
 Agente oxidante: Fe^{3+}
 Agente redutor: SO_3^{2-}
45.
 Representação da reação I:
 $\text{Cu(s)} + \text{Br}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CuBr}_2(\text{aq})$
 (solução azulada – A)
 Representação da reação II:
 $\text{CuBr}_2(\text{aq}) \xrightarrow{\Delta} \text{CuBr}_2(\text{s})$
 (sólido marrom – B)
 Representação da reação III:
 $2 \text{CuBr}_2(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} 2 \text{CuBr(s)} + \text{Br}_2(\text{g})$
 (sólido branco) (gás marrom – C)
 Representação da reação IV:
 $2 \text{CuBr(s)} + 8 \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Br}_2(\text{g}) + 4 \text{NO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 (solução azulada – D) gás C gás E
 Representação da reação V:
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \xrightarrow{\Delta} \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{s})$
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{CuO(s)} + 2 \text{NO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$
 (sólido preto – F) gás E gás G
 Representação da reação VI:
 $\text{CuO(s)} + \text{H}_2(\text{g}) \xrightarrow{\Delta} \text{Cu(s)} + \text{H}_2\text{O(g)}$
 (sólido avermelhado – H)

Frente 3

Capítulo 6 – Equilíbrio químico II

Revisando

1.
 a) O primeiro valor de K_a da tabela se refere à ionização do grupo carboxila, pois é maior do que o segundo, referente à ionização do grupo fenólico.
 b) $\text{pH} = 3,0$

2.
 a) 
 b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-$

0,1 mol/L	0 mol/L	0 mol/L	(início)
-x	+x	+x	(durante)
(0,1-x) mol/L	x mol/L	x mol/L	(equilíbrio)

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}]}$$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} \Rightarrow K_a = \frac{x \cdot x}{0,1} \Rightarrow K_a = \frac{x^2}{0,1}$$

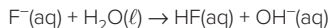
$$1,0 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{10^{-1}} \Rightarrow x = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

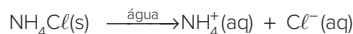
$$\text{pH} = -\log 10^{-3} = 3$$

 3. $\text{pH} = 2$
 $K = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 4.
 a) A histidina é mais solúvel em água, pois apresenta em sua estrutura a função carboxila, que confere maior polaridade à molécula quando comparada a histamina. Além disso, a histidina, em meio aquoso, apresenta-se na forma do íon zwitterion, favorecendo maior interação com o solvente.
 b) A histidina pode reagir como ácido de Bronsted-Lowry (cedendo próton) ou como base de Bronsted-Lowry (recebendo próton), uma vez que apresenta em sua estrutura os grupos carboxila e amina, que podem doar ou receber prótons. Como a histamina não possui o grupo carboxila, só atua como base.
 5.
 a) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{HSO}_4^-(\text{aq})$
 b) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{HSO}_4^-(\text{aq})$
 Base Ácido Ácido Base
 6.
 a) Em meio ácido, haverá excesso de íons H^+ , e o equilíbrio será deslocado no sentido de formação de HIn, que apresenta coloração vermelha
 b) “ – E de que cor os sais deixam o tornassol?
 – Sempre da mesma cor. Não têm nenhum efeito sobre ele. ...”
 Nesse trecho há um erro, pois os sais podem ter caráter ácido, neutro e básico e, portanto, alterar a cor do papel de tornassol.
 7
 a) NaF , NaCl , NH_4Cl
 b) $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
 Não ocorrerá hidrólise de nenhum dos íons, portanto, o meio tende a ser neutro.
 $\text{NaF(s)} \xrightarrow{\text{água}} \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$

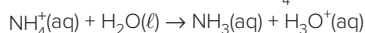
Ocorrerá a hidrólise do íon F^- :



Portanto, o meio será básico.

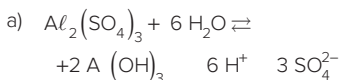


Ocorrerá a hidrólise do íon NH_4^+ :



Portanto, o meio será ácido.

8.



b) A cal reage com água produzindo $Ca(OH)_2$: $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$. Os íons H^+ formados na hidrólise são neutralizados pelos íons OH^- . Desse modo, a adição de cal atua na diminuição da acidez e elevação do pH.

9.

$$a) S = 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$



10.

a) $Pb_3(SbO_4)_2$ é um sal cujo nome oficial é antimoniato de chumbo II.



$$K_{ps} = [Pb^{2+}]^3 \cdot [SbO_4^{3-}]^2$$

Exercícios propostos

$$1. \text{ Soma: } 02 + 08 + 16 = 26$$

2. C

3. A

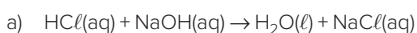
4. D

5. C

6. B

7. D

8.



$$b) [OH^-]_{\text{excesso}} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$pH = 12,70$$

9. A

10.

a) Desfavorece. O gráfico mostra que, para o aumento da acidez, ou seja, em pHs menores, a porcentagem de saturação da hemoglobina pelo O_2 é menor em qualquer pressão parcial de O_2 . Isto é, quanto mais ácido o sangue, menos O_2 a hemoglobina transporta para uma mesma pressão parcial de O_2 .

b) Em grandes altitudes, a pressão atmosférica e a pressão parcial do O_2 diminuem. O gráfico mostra que, mesmo em diferentes pHs, quanto menor a pressão parcial de O_2 , menor a saturação da hemoglobina. Ou seja, quanto menor a pressão, menos O_2 é transportado pela hemoglobina.

11. C

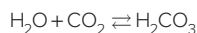
12. C

13. A

$$14. 2,41 \cdot 10 = 24,1 \approx 24$$

15.

a) O pH deve aumentar. Isso ocorre porque o CO_2 , em solução aquosa, combina-se com a água, formando ácido carbônico (H_2CO_3).



A planta retira CO_2 da solução e o utiliza como reagente da fotossíntese. Com a retirada de CO_2 , há deslocamento de equilíbrio, promovendo a diminuição da quantidade de ácido, e, consequentemente, elevando o pH.

b) O planejamento de um experimento controlado envolve a utilização de um grupo controle e de um grupo experimental. O tubo recoberto constitui o grupo controle e serve como padrão de comparação; o tubo descoberto corresponde ao grupo experimental.

16. 1E

17.

a) A partir da análise da tabela fornecida no enunciado, verifica-se que a solução é condutora porque é formada por compostos iônicos que sofrem dissociação em água, produzindo íons livres em concentração adequada. Quantidade do elemento nitrogênio em 1L da solução: 2,04 mmol.

b) A concentração dos íons H^+ aumentou 100 vezes.

$$\text{Solução inicial: } n_{OH^-} = 10^{-8} \text{ mol}$$

$$\text{Solução final: } n_{OH^-} = 10^{-10} \text{ mol}$$

18. E

19.

a) 3,53%

b) 120 mL

c) $pH = 2,48$

d) $1,8 \cdot 10^{-5}$

20. B

21.

a) $2 \cdot 10^{-5}$

b) $pH = 2,7$

22. D

23. Soma: $02 + 04 = 06$

24. B

25. C

26. B

27. C

28. D

29. E

30. C

31. C

32. C

33. E

34. C

35. A

36. A

37. Soma: $01 + 04 + 08 + 16 = 29$

38. C

39. C

40. A

41. A

42. C

43. Soma: $02 + 04 + 08 = 14$

44. D

45. C

46. B

47. C

48. A

49. E

50. B

51. A

52. D

53. D

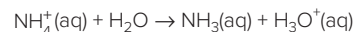
54. A

55. C

56.

a) Analisando o gráfico, verificamos que, para uma mesma pressão de O_2 , a porcentagem de O_2 transportado será maior em $pH = 7,6$.

b) O NH_4Cl sofre hidrólise, conforme mostrado a seguir:



Como ocorre liberação de H_3O^+ , há o aumento da acidez. Esse recurso pode ser usado em casos de alcalose, pois o H_3O^+ irá reagir com o excesso de OH^- .

57. A

58. C

59. Soma: $04 + 08 + 32 = 44$

60. D

61. C

62

a)

	CH_3COO^-	CH_3COOH	OH^-
início	0,1	0	0
reage/forma	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$
equilíbrio	0,1	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$

$$b) K_n = \frac{(1 \cdot 10^{-4})^2}{0,1} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$$

63. C

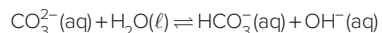
64. A

65.

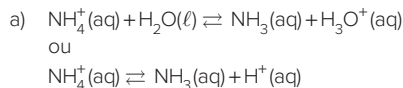
a) A molécula de hemoglobina presente no sangue tem em sua estrutura um átomo central de ferro. A água oxigenada e o luminol são os principais agentes da reação química, mas para que produzam brilho, precisam de um catalisador para acelerar o processo. A mistura assim evidencia a presença desse catalisador, que no caso é o íon ferro contido na hemoglobina.

b) Deve-se utilizar o carbonato de sódio (Na_2CO_3) para substituir o $NaOH$, pois

a hidrólise dos íons carbonato resulta em um meio básico, que pode ser representado pela reação química a seguir:



66.



b) $K = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$
ou $K = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$

c) Tem-se uma solução de NH_4Cl em que $[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_3]$.

Fazendo-se a hidrólise do NH_4Cl :

$$K = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$K = 1,0 \cdot 10^{-9}$$

Se $[\text{NH}_4^+(\text{aq})] = [\text{NH}_3(\text{aq})] = M$, teremos:

$$1,0 \cdot 10^{-9} = \frac{M \cdot [\text{H}^+]}{M} \Rightarrow [\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

pH = 9

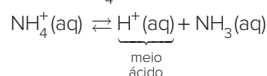
d) $K = 1,0 \cdot 10^{-9}$

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

$K > K_w \Rightarrow$ meio ácido (25 °C e 1 atm).

Uma solução de NH_4Cl é ácida, pois é derivada de um ácido forte e de uma base fraca.

Hidrólise do NH_4Cl :



67.

a) O uso contínuo de $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ sobre o pH da água de uma piscina causa aumento do pH.

A hidrólise do sal aumenta o pH, uma vez que o $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ é proveniente de uma base forte e de um ácido fraco. Além disso, a ação oxidante do ácido hipocloroso, que ocorre no meio da semi-reação fornecida, também causa aumento do pH, consumindo íons H^+ .

b) O ajuste de pH deve ser feito pela adição de ácido clorídrico (HCl): $\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$.

68. A

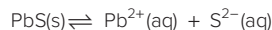
69. A

70. B

71.

a) Como a proporção entre cátion e ânion em todos os sais é de 1:1, aquele que apresentar a menor constante de solubilidade será o menos solúvel e, portanto, o mais indicado para a precipitação do Pb^{2+} . O sal com a menor constante de solubilidade é o PbS . Logo, a fórmula do ânion mais indicado para retirar o Pb^{2+} é o sulfeto: (S^{2-}).

b) Haverá precipitação de PbS quando o produto das concentrações de íons Pb^{2+} e S^{2-} na solução atingir o valor de K_s .



$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$$

$$4 \cdot 10^{-28} = x \cdot x$$

$$x = 2 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$$

72.

a) $7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

b) Com a adição de Na_2CO_3 , uma maior quantidade de íons carbonato estará disponível no meio, provocando o efeito do íon comum. Isso faz com que a diminua a solubilidade do CaCO_3 , pois haverá um excesso de íons carbonato no meio reacional.

73.

a) Quanto menor o valor de K_{ps} , menos solúvel será a substância. O carbonato de estrôncio (SrCO_3) possui o menor valor de K_{ps} , logo, cristalizará primeiro.

b) $8,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

74

a) $x = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$\text{VMP} = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

A água não está de acordo com o padrão.

b) $\text{CaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$2,6 \cdot 10^{-5} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot 2,6 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

75. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{HCl}$

$$S = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

76. B

77. B

78. Soma: 01 + 04 + 16 = 21

79. Soma: 01 + 02 + 08 = 11

80.

a) O gráfico mostra que em $\text{pH} > 4$ todo o $\text{Al}(\text{OH})_3$ está precipitado. A partir de valores de pH aproximadamente iguais a 3,6 teremos $[\text{Al}^{3+}] = 0,2 \text{ mol/L}$, ou seja, iniciará a precipitação de $\text{Al}(\text{OH})_3$.

b) Entre pH 2,5 e 3,0 o $\text{Fe}(\text{OH})_3$ está precipitado, porém para essa faixa ainda não é iniciada a precipitação do $\text{Al}(\text{OH})_3$.

c) A água pura tem pH aproximadamente igual a 7. Segundo o gráfico, nesse valor de pH, ambos os hidróxidos estão precipitados. Portanto, não haverá solubilização.

81. O precipitado é formado por AgCl , pois o K_{ps} do Ag_2SO_4 não é alcançado.

82. A

83. A

84. C

85. C

86. D

87. B

88. A concentração de nitrato de chumbo II ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) vale $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

89. Soma: 04 + 08 = 12

90. A

91. E

92. E

93. C

94. A

Exercícios complementares

1. B

2.

a) A água com maior acidez é a 1, pois possui o menor valor de pH.

Relação entre as águas 1 e 4:

$$\frac{10^{-4,1}}{10^{-7,2}} = 10^{4,1-7,2} = 10^{3,1} \cong 1000 \text{ vezes}$$

mais ácida

b) A composição aniônica é maior na água 4, portanto, ela apresenta maior condutividade elétrica.

3. B

4. A

5. B

6. C

7. D

8. C

9. A

10.

a) Sabendo que $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$, temos:

Produto	$[\text{H}^+]$	pH
Refrigerante	10^{-3}	3
Alvejante caseiro	$10^{12,5}$	12,5
Vinho	$10^{3,5}$	3,5
Leite de magnésia	10^{-10}	10
Cerveja	$10^{-4,5}$	4,5

b) No leite de magnésia $[\text{H}^+] = 10^{-10}$. Então:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$10^{-10} \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Os produtos da tabela com propriedades ácidas ($\text{pH} < 7$) para neutralizar o pH do leite de magnésia são o vinho ($\text{pH} = 3,5$), a cerveja ($\text{pH} = 4,5$) e o refrigerante ($\text{pH} = 3$).

11. D

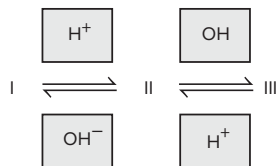
12. C

13. A

14. C

15.

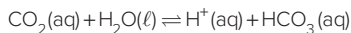
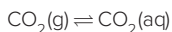
a) Em soluções ácidas, o excesso de H^+ transformará os grupos carbonila das estruturas I e III em OH (hidroxila). Assim, a transformação de I em II e de III em II envolve adição de H^+ . A reação contrária é obtida adicionando OH^- .



b) De acordo com o texto, à medida que o pH aumenta, ou seja, que adicionamos OH^- , a cor muda para violeta. Pelo esquema, a adição de OH^- transforma a espécie II em I e III; logo, a mistura das espécies I e III é que deve ser responsável pela cor violeta.

16. E
17. B
18. D
19. D
20.

a) O CO_2 , ao se dissolver em meio aquoso, origina uma solução ácida, evidenciada pela mudança de cor do indicador. A tabela fornecida pela questão sugere um pH inferior a 4,5 que indica a coloração vermelha. A reação que descreve esse fato, pode ser representada pela equação química abaixo:



b) O texto descreve que o êmbolo da seringa foi puxado, ocasionando, assim, um aumento do espaço, isto é, o CO_2 deixará de estar na fase líquida e passará a estar predominantemente na fase gasosa. Assim, pelo princípio de Le Chatelier, haverá uma diminuição na $[\text{H}^+]$ e, por esse motivo, um aumento no pH, devendo estar entre $4,5 < \text{pH} < 6,2$. Isso justifica a mudança da coloração vermelha para laranja.

c) Não. As pressões são diferentes nas situações descritas pelo texto e mostradas nas figuras. Embora as transformações descritas ocorram a volume e temperatura constantes, na situação II houve maior liberação de $\text{CO}_2(\text{g})$ quando comparada a situação V.

Assim:

$$\text{PCO}_{2\text{II}} = \frac{n\text{CO}_2 \cdot \text{RT}}{V} \text{ e } \text{PCO}_{2\text{V}} = \frac{n\text{CO}_2 \cdot \text{RT}}{V}$$

$$\text{Então: } \text{PCO}_{2\text{II}} > \text{PCO}_{2\text{V}}$$

21. $\text{pH} = 7,21$. O estudante apresentou o $\text{pH} = 7$ por não considerar o deslocamento no equilíbrio iônico da água pela adição de NaOH .

22. B
23. B
24.

a) $\text{pH} = 11,3$.

b) A base de Bronsted-Lowry é a amônia (NH_3), que atua como receptor de próton. Seu ácido conjugado é o íon amônio (NH_4^+).

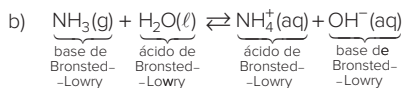
c) 82,3%

d) 3,4 g de amônia.

25. D
26. D
27. C
28. B
29. B
30. E
31. B
32. B
33. E
34. A
35. B
36. B
37. E
38. B
39.

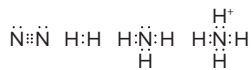
a) $\Delta H = -92,6 \text{ kJ}$

O processo é exotérmico.



Possuem caráter ácido $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ e $\text{NH}_4^+(\text{aq})$.

c) Estruturas de Lewis:



d) $K_p = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ atm}^2$

40. Soma: $02 + 04 + 08 + 16 = 30$

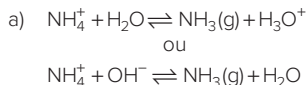
41. E
42. A
43. C
44. C
45. D
46. C
47. A
48. C
49. D

50. Quando se adiciona KNO_3 a esse solo, a cor das flores produzidas é a vermelha, pois o KNO_3 é um sal proveniente de ácido e base forte. Desse modo, o meio tende a ser neutro

Para que se produzam hortênsias azuis, o aditivo que deve ser acrescentado, em quantidade adequada, é o $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. O sal é proveniente de uma base fraca e um ácido forte, por isso tem a capacidade de tornar o meio mais ácido.

Nome do óxido (CaO): óxido de cálcio
Equação química completa da reação com a água: $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$

51. C
52. E
53. C
54.

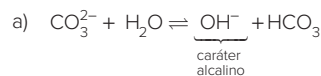


b) Percebe-se cheiro mais forte de amônia no tubo 2.

A adição de Na_2CO_3 torna o meio mais básico (maior K_b), o que provoca maior consumo de H^+ , deslocando o equilíbrio para a direita e favorecendo a formação de amônia (NH_3).

c) O cloreto de amônio é um sal de caráter ácido, pois é proveniente de um ácido forte (HCl) e uma base fraca (NH_4OH). Portanto, a hidrólise do cátion origina uma solução com $\text{pH} < 7$.

55. B
56. A
57. D
58. B
59. D
60.



b) 4500 kg

c) $4500 \text{ kg} \text{ — } 100\%$
 $m_{\text{Nitrogênio}} \text{ — } 4\%$
 $m_{\text{Nitrogênio}} = 180 \text{ kg}$

$4500 \text{ kg} \text{ — } 100\%$
 $m_{\text{K}_2\text{O}} \text{ — } 10\%$
 $m_{\text{K}_2\text{O}} = 450 \text{ kg}$

$M_K = 39,1 \text{ g/mol}$; $M_O = 16,0 \text{ g/mol}$

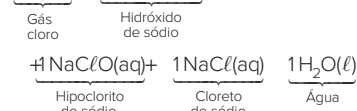
$M_{\text{K}_2\text{O}} = 2 \cdot 39,1 + 16,0 = 94,2 \text{ g/mol}$

$94,2 \text{ g de K}_2\text{O} \text{ — } 2 \cdot 39,1 \text{ g de K}$

$450 \text{ kg de K}_2\text{O} \text{ — } m_{\text{potássio}}$

$m_{\text{potássio}} = 373,57 \text{ kg}$

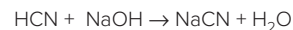
61. $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow$



Justificativa do pH ser maior do que 7,0 na solução aquosa do hipoclorito de sódio se deve à hidrólise do hipoclorito de sódio (NaClO).

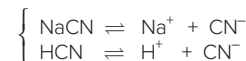
62. E
63. C
64

a) Equacionando a neutralização:



Da estequiometria, há formação de $0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de sal e há excesso de $4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de ácido

Considerando a dissociação do sal e a ionização do ácido, temos:



A constante de ionização do ácido é dada por:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

Hipótese simplificadora: $[\text{CN}^-] = [\text{NaCN}]$, pois o ácido HCN é fraco e a quantidade de CN^- proveniente do ácido é muito pequena. Portanto:

$$[\text{CN}^-] = \frac{0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{58 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

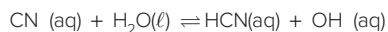
$$[\text{HCN}] = \frac{4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{58 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 7,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Utilizando a equação da constante de ionização do ácido:

$$6,2 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}^+] \cdot 1,4 \cdot 10^{-2}}{7,2 \cdot 10^{-2}}$$

$$\therefore [\text{H}^+] = 3,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

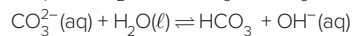
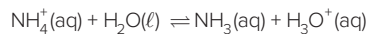
- b) A equação química que representa a reação de hidrólise dos íons CN^- é dada por:



65.

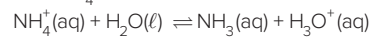
- a) Os produtos formados após a solubilização e reação da ureia com a água são os íons NH_4^+ e CO_3^{2-} .

Esses íons provocam hidrólise de acordo com as equações:



Como o meio fica básico, podemos concluir que a hidrólise do íon CO_3^{2-} ocorre em maior extensão que a do íon NH_4^+ . Assim, ocorre uma produção de maior $\text{OH}^- (\text{aq})$ que de $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$, deixando o meio básico.

- b) De acordo com o texto, a ureia tem um cheiro forte, sendo uma substância volátil. Assim, o aumento da temperatura pode fazer parte da ureia sublimar, diminuindo a produção de NH_4^+ usado pelas plantas. Além disso, o aumento da temperatura liberaria $\text{NH}_3 (\text{g})$ para a atmosfera, deslocando o para a direita o equilíbrio mostrado a seguir, consumindo o NH_4^+ que seria usado pelas plantas.



Já em solos básicos, também ocorreria diminuição do NH_4^+ pelo deslocamento do mesmo equilíbrio. Neste caso, a diminuição do H_3O^+ , isto é, a diminuição da acidez, também desloca o equilíbrio, consumindo o NH_4^+ e diminuindo a quantidade de nitrogênio disponível para as plantas.

66.



$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$$

$$3,2 \cdot 10^{-11} = x \cdot (2x)^2$$

$$x = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{F}^-] = 2 \cdot 2,0 \cdot 10^{-4} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

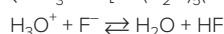
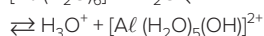
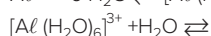
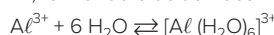
$$19 \text{ g} \text{ ——— mol de } \text{F}^-$$

$$x \text{ g} \text{ ——— } 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } \text{F}^-$$

$$x = 7,6 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

Portanto, a concentração de F^- em uma solução saturada de CaF_2 é superior a 1 ppm.

- b) O íon alumínio sofre hidratação. Na sequência, o íon alumínio hexaidratado libera H^+ , que por sua vez combina com F^- , formando o ácido fraco HF:



67.

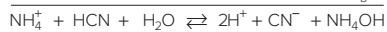
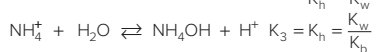
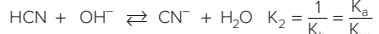
$\text{NH}_4^+ + \text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{\alpha} \text{HCN} + \text{NH}_4\text{OH}$			
0,1	0,1	0,1	0,1
$-0,1\alpha$	$-0,1\alpha$	$+0,1\alpha$	$+0,1\alpha$
$0,1(1-\alpha)$	$0,1(1-\alpha)$	$0,1\alpha$	$0,1\alpha$

A constante de hidrólise é dada por:

$$K_{\text{h}} = \frac{K_{\text{w}}}{K_{\text{a}} \cdot K_{\text{b}}} \therefore K_{\text{h}} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-10} \cdot 1,76 \cdot 10^{-5}}$$

$$K_{\text{h}} = 0,92$$

Para cálculo do pH, temos:



$$K = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 = \frac{K_{\text{w}} \cdot K_{\text{a}}}{K_{\text{b}}}$$

Como $[\text{NH}_4^+] = [\text{CN}^-]$ e $[\text{HCN}] = [\text{NH}_4\text{OH}]$, temos:

$$[\text{H}^+]^2 = \frac{K_{\text{w}} \cdot K_{\text{a}}}{K_{\text{b}}} \therefore [\text{H}^+] = \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot 6,2 \cdot 10^{-10}}{1,76 \cdot 10^{-5}}}$$

$$[\text{H}^+] = 5,94 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

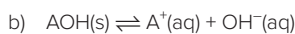
$$\text{pH} = 9,23$$

68. E

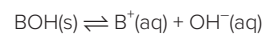
69. A

70.

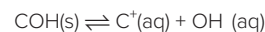
- a) Precipitará primeiro o hidróxido menos solúvel, ou seja, o que tiver o menor K_{ps} . $\text{COH} < \text{BOH} < \text{AOH}$



$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{ps}}}{[\text{A}^+]} = \frac{10^{-8}}{0,1} = 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

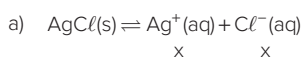


$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{ps}}}{[\text{B}^+]} = \frac{10^{-12}}{0,1} = 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$$



$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{ps}}}{[\text{C}^+]} = \frac{10^{-16}}{0,1} = 10^{-15} \text{ mol L}^{-1}$$

71.

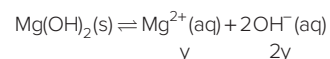


$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

$$K_{\text{ps}} = x^2$$

$$x^2 = 2 \cdot 10^{-10}$$

$$x = \sqrt{2 \cdot 10^{-10}} = 1,42 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$



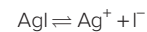
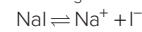
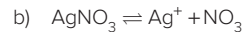
$$K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

$$K_{\text{ps}} = y \cdot (2y)^2$$

$$4y^3 = 8 \cdot 10^{-12}$$

$$y = \sqrt[3]{2 \cdot 10^{-12}} = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Portanto, a solubilidade do $\text{Mg}(\text{OH})_2$ é maior do que a solubilidade do AgCl .



$$K_{\text{ps}} = \left[\text{Ag}^+ \right] \left[\text{I}^- \right]$$

$$Q_{\text{ps}} = (1,0 \cdot 10^{-4})^2$$

$$Q_{\text{ps}} = 1,0 \cdot 10^{-8}$$

$$1,0 \cdot 10^{-8} > 8 \cdot 10^{-17}$$

Haverá formação de precipitado AgI.

72. A

73. B

74. D

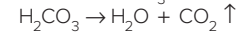
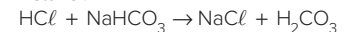
75. D

76. Soma: $01 + 02 + 08 = 11$

77.



- b) A utilização do bicarbonato de sódio pode gerar gás carbônico (CO_2) por meio da decomposição do H_2CO_3 , que é um ácido instável.



78. C

79. A

80. D

81.

- a) Incorreta. O iodeto de prata passa a fazer parte da composição da água da chuva.

- b) Teremos a seguinte proporção estequiométrica:



A concentração de iodeto de prata em uma solução saturada a 25 °C será igual a $9,1 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$.

82. A

83. Soma: $02 + 08 + 16 = 26$

84. C

85.

a) $55,56 \text{ dm}^3$

- b) Para solubilizar 1 mol de HgS são necessários $3,3 \cdot 10^{25} \text{ dm}^3$ de água.

$$3 \cdot 10^{-26} \text{ mol} - 1 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ mol} - x$$

$$x = 3,3 \cdot 10^{25} \text{ dm}^3$$

Portanto, o volume de água na Terra não é suficiente para realizar a solubilização de 1 mol de HgS.

86. C

87. Soma: $01 + 02 + 04 = 07$

88.

a) $4,22 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

- b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
Na titulação ocorrerá a neutralização da base e a formação do sulfato de bário (BaSO_4). Desse modo, a concentração de íons em solução diminuirá até o ponto de equivalência, quando a luz da lâmpada se apagará. Ao continuar adicionando ácido sulfúrico, os íons em

solução voltam a aumentar, bem como a condutividade elétrica. Assim, a lâmpada acenderá novamente.

89.

- a) O prejuízo aos dentes está diretamente relacionado à decomposição de hidroxiapatita. Na reação de equilíbrio apresentada envolvendo a dissolução deste componente, nota-se que existem íons OH⁻ que, ao serem consumidos, deslocam o equilíbrio reacional na direção da decomposição da hidroxiapatita. Logo, quanto maior for a concentração de íons H⁺ no meio, menor será o pH, e maior será o efeito danoso sobre a hidroxiapatita e os dentes. Sendo assim, a associação dos alimentos com as curvas no gráfico fica da seguinte maneira:

Curva	Alimento
x	mel
y	fruta
z	cana

- b) Ao se utilizar o fluoreto (F⁻) na água de abastecimento, provoca-se o deslocamento do equilíbrio da reação de solubilização da fluoroapatita para a esquerda (reagentes), o que provoca a mineralização dos dentes pela formação dessa estrutura mineral, que possui menor solubilidade (menor K_{ps}) que a hidroxiapatita

90. $[PbCrO_4(aq)] = 7,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$.

91. $pH = 2,7$

92. $[Ag^+] = 1,13 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$

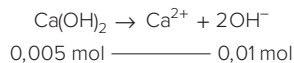
93. Como há excesso de chumbo II, ambos precipitam concomitantemente. A proporção de PbSO₄ e PbCrO₄ é de 2 mols para 3 mols de PbCrO₄.

94. C

95. D

96. Entre as opções dadas, cumprem essa função: NH₄OH (base fraca) e NH₄Cl (respectivo sal).

A partir de uma solução aquosa de Ca(OH)₂, completamente dissociado, na concentração de 0,005 mol · L⁻¹, vem:



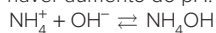
$[OH^-] = 0,01 \text{ mol/L}$

$[OH^-] = 10^{-2} \text{ mol/L}$

$pOH = -\log[OH^-] = -\log 10^{-2} = 2$

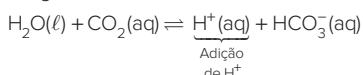
$pOH = 2$

Equação química que demonstra não haver aumento do pH:

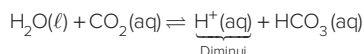


97.

- a) O equilíbrio será deslocado para a esquerda e a concentração de CO₂ no sangue aumentará:

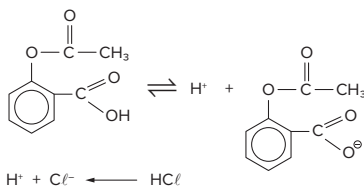


- b) O equilíbrio é deslocado para a direita quando uma base entra no sangue, pois os íons OH⁻ reagem com os íons H⁺.



98.

- a) O pH do estômago é ácido devido a presença do HCl, que é um ácido forte. Desse modo o AAS encontra-se, predominantemente, em sua forma não ionizada devido ao deslocamento para a esquerda do equilíbrio mostrado a seguir.



- b) Um sistema tampão é constituído pela associação de um ácido fraco e um de seus sais. O texto descreve que é adicionado carbonato de magnésio, portanto, não há a formação de um sistema tampão.

99. E

100. B

101. D

102. C

103. E

104. E

105.

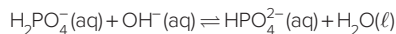
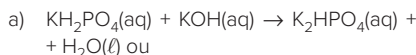
a) $pH = 8,26$

b) O pH não varia. $pH = 8,26$

106. Soma: $01 + 04 + 16 = 21$

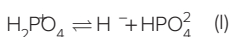
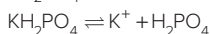
107. E

108.



- b) $KH_2PO_4(aq) = 0,05 \text{ mol}$; $KOH = 0,03 \text{ mol}$ (limitante); $K_2HPO_4 = 0,03 \text{ mol}$.

Portanto, há um excesso de 0,02 mol de KH_2PO_4 . Assim, temos:



$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

$$-\log K_a = -\log [H^+] - \log \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

$$pK_a = pH - \log \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} \quad (II)$$

$$pH = 7,2 + \log \frac{0,03}{0,02} \cong 7,38$$

- c) Com o acréscimo de H⁺ na solução e considerando o deslocamento de equilíbrio máximo em (I), então:

$$[H_2PO_4^-]_{\text{máx}} = (0,02 + 10^{-3}) \text{ mol/L e}$$

$$[PO_4^{2-}]_{\text{in}} = (0,03 - 10^{-3}) \text{ mol/L}$$

Substituindo em (II), temos:

$$pH = 7,2 + \log \frac{0,03 - 10^{-3}}{0,02 + 10^{-3}} \cong 7,34$$

- d) Com o acréscimo de OH⁻ na solução e considerando o deslocamento de equilíbrio máximo em (I), temos:

$$[H_2PO_4^-]_{\text{mín}} = (0,02 - 10^{-3}) \text{ mol/L e}$$

$$[PO_4^{2-}]_{\text{áx}} = (0,03 + 10^{-3}) \text{ mol/L}$$

Substituindo em (II):

$$pH = 7,2 + \log \frac{0,03 + 10^{-3}}{0,02 - 10^{-3}} \cong 7,41$$

A variação de pH é desprezível, pois a solução é tamponada.

109.

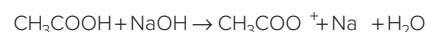
- a) Cálculo do número de mols do ácido e da base:

$$n_{CH_3COOH} = [CH_3COOH] \cdot V_{CH_3COOH}$$

$$n_{CH_3COOH} = 0,20 \text{ M} \cdot 0,50 \text{ L} = 0,10 \text{ mol}$$

$$n_{NaOH} = [NaOH] \cdot V_{CH_3COOH}$$

$$n_{NaOH} = 0,10 \text{ M} \cdot 0,50 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$



0,10 mol — 0,05 mol — 0,05 mol

Há excesso de 0,5 mol de CH₃COOH.

Como o volume total da solução é 1 L, temos:

$$[CH_3COOH]_{\text{excesso}} = \frac{0,05}{1} = 0,05 \text{ M}$$

$$[CH_3COO^-] = \frac{0,05}{1} = 0,05 \text{ M}$$

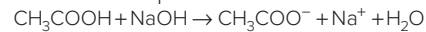
Cálculo do pH:

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]_{\text{excesso}}}$$

$$pH = 4,75 + \log \frac{0,05 \text{ M}}{0,05 \text{ M}} = 4,75$$

- b) Cálculo da nova concentração de NaOH:

$$[NaOH] = \frac{0,05 + 0,01}{1} = 0,06 \text{ M}$$



0,06 M — 0,06 M — 0,06 M

$[CH_3COOH] = 0,06 \text{ M}$

$[CH_3COO^-] = 0,06 \text{ M}$

Há excesso de 0,4 mol de CH₃COOH.

Cálculo do pH:

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]_{\text{excesso}}}$$

$$pH = pK_a - \log \frac{[CH_3COOH]_{\text{excesso}}}{[CH_3COO^-]}$$

$$pH = 4,5735$$

110. C

111. $[H^+] = 2,325 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$.

112. $[C_6H_5COOH(aq)] \cong 0,25 \text{ mol/L}$.

