

VOLUME **3**

LUMEN

QUÍMICA

ENSINO MÉDIO



Poliedro
Sistema de Ensino



COLEÇÃO LUMEN

Copyright © Editora Poliedro, 2022.
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 978-85-7901-790-2

Presidente: Nicolau Arbex Sarkis

Autoria: Juliana Rovere e Laís de Campos Barbieri

Edição de conteúdo: Jaqueline Paiva Cesar, João Messias
Júnior e Maria Carolina Checchia da Ines

Edição de arte: Fabiana Florencio Fernandes, Francisco
Claúdio M. Da Silva e Leonardo Carvalho

Design: Adilson Casarotti

Licenciamento e multimídia: Letícia Palaria de Castro
Rocha e Jessica Clifton Riley

Revisão: Rosangela Carmo Muricy, Amanda Andrade Santos,
Bianca da Silva Rocha, Paulo V. Coelho, Sara de Jesus Santos
e Thiago Marques

Crédito de capa: Sebastian Janicki/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 qualquer créditos, colocamo-nos à disposição para avaliação e consequentes correção e inserção nas futuras edições, estando, ainda, reservados os direitos referidos no Art. 28 da lei 9.610/98.



Poliedro Sistema de Ensino

T. 12 3924-1616

sistemapoliedro.com.br

Apresentação

Os estudos iniciais da Química foram importantes para o entendimento de como essa ciência é construída, quais são as suas características e como ela se articula nos níveis macroscópico, submicroscópico e representacional. A compreensão da estrutura da matéria, de suas partículas constituintes e de suas propriedades, bem como de seu modo de interação, são as bases para o estudo das transformações.

Neste livro, o conceito de misturas será aprofundado no estudo das soluções, incluindo suas características e algumas transformações químicas que ocorrem na água. Ao conhecer as funções inorgânicas, você perceberá como a Química está presente no dia a dia.

No decorrer dos capítulos, diversos boxes relacionam o conteúdo apresentado a situações do cotidiano, evidenciando a importância social e ambiental da Química. São apresentadas, também, sugestões de filmes, sites, livros, artigos, animações e experimentos de laboratório que poderão auxiliá-lo no processo de aprendizagem. Por fim, você encontrará muitos exercícios para praticar o que aprendeu e, com isso, preparar-se para os vestibulares.

Bons estudos!
As autoras



A **abertura da unidade** apresenta imagem, texto e questões que sintetizam os assuntos abordados no conjunto de capítulos da unidade, visando despertar a sua curiosidade e sondar o seu conhecimento prévio.

O boxe **Experimento** apresenta uma atividade prática que relaciona o conteúdo abordado na unidade a uma situação do cotidiano.

Experimento

Indicadores

Indicadores são substâncias que mudam de cor na presença de meio ácido ou básico, però reagem com os íons H^+ ou OH^- , originando outra substância com coração diferente.

O cítrico é um indicador que muda de cor quando entra em contato com o ácido ou com o básico, e seu comportamento é o oposto ao da maioria das substâncias que indicam ácidos ou bases, como é caso de amônia, extracto de neopatra coxa, extracto de beterraba, entre outras.

Objetivo

Este experimento tem o objetivo de identificar ácidos e bases usando indicadores e trabalhar segundo um método científico.

Materiais

- Tabo de enunciado;
- Folha de cálculo;
- teste de magnésio;
- teste de sódio;
- solução de hidróxido de sódio;
- vinagre;
- suco de laranja;
- papel de testemunha e vermelho;
- cítrico.

Procedimento

Desenhe uma tabela de enunciado para produzir cítricos amarelos.

Mostrar levemente o pote de sódio sólido no conteúdo do tabuleiro. Anotar e correr a tabela a seguir. Repete o procedimento com o resto dos ácidos.

Repetir o desenho e a discussão a paper towels vermelhos.

Anotar as observações e o resultado obtido e transferir para a tabela.

Calcule em um tabo de enunciado, fração de soluto de hidróxido de sódio e óleo gorda de laranjeira. Aprecie os resultados obtidos e compare os resultados de um Ácido e de um Básico. Adicione as observações.

	ÁCIDOS	BÁSICOS	NEUTROS
Ácido cítrico			

1. Que é o que de meio indicação?

<div data-bbox="76 5024 473 5038" data

O boxe **Fique ligado!** destaca um conceito ou uma informação que requer mais atenção durante o estudo da teoria.



A **abertura do capítulo** apresenta imagem, texto e questões que introduzem o conteúdo teórico a ser desenvolvido.

O boxe **Mais** oferece indicações de livros, textos, vídeos, filmes, *sites*, músicas etc. relacionadas ao tema do capítulo.

O boxe **Questão resolvida** apresenta questões com a resoluções desenvolvidas passo a passo.

O boxe **Discussão em sala** propõe um debate a partir de uma situação hipotética ou real relacionada ao conteúdo do capítulo, podendo solicitar uma proposta de solução para uma situação-problema.

O boxe **Em**
(componente
curricular) vemos
que... relaciona o
assunto do capítulo
a temas trabalhados
em outras áreas do
saber, valorizando a
interdisciplinaridade.

O **glossário** elucida o significado de palavras ou expressões não tão usuais.

A seção **Aplicando conhecimentos** apresenta atividades objetivas e discursivas que devem ser realizadas em sala de aula.

A) Aplicações cotidianas

1 Considerando que o conteúdo de substâncias dissolvidas em um litro de água é de 1 g, qual é a menor densidade admissível a 25°C se as seguintes substâncias forem adicionadas?

Densidade da água = 1 g/mL.

A) 500 g
B) 500 g
C) 500 g
D) 500 g
E) 500 g

2 A existência do gás carbonato (CO_2) em água depende das condições de pressão e de temperatura desse líquido. Se a pressão exercida sobre a mesma pressão atmosférica, passar de 15 °C de temperatura para 25 °C, qual é a menor quantidade de CO_2 dissolvido?

3 Observe o gráfico para responder às que se pede.

T (°C)	P (atm)
0	0.45
10	0.50
20	0.55
25	0.58
30	0.65
40	0.85

Eis registrada uma solução saturada de óxido de carbono a 15 °C, com massa total igual a 500 g. Se essa solução é aquecida para 30 °C, qual será a massa do precipitado formado?

B) UNICAMP-2021 Fazem cristais de um ferrociano de sódio, que são usados medicamentos. Assim, a indicação terapêutica, após a administração de 100 mg de sódio ferrocianato, é de se apresentar como uma única forma cristalina ou se é uma mistura de cristais de ferrociano de sódio e de óxido de ferro. Para que se possa obter esse tipo de ferrociano nas condições de uso, é necessário de que o óxido de ferro permaneça em solução. Observe que, se o óxido de ferro se precipita, a solução de água de uma forma de reologia. A partir dessas considerações, para que o óxido de ferro permaneça em solução nessas condições de uso, é necessário dissolver essa amostra em quantidades adequadas de solvato.

C) UNESP-2021 Um recipiente contém 100 mL de água a 25 °C. Para que a solução permaneça em equilíbrio com a atmosfera, é necessário que a temperatura da água permaneça constante. Se a temperatura da água aumentar para 30 °C, qual é a massa de óxido de ferro que deve ser adicionada para que a reologia permaneça em estabilidade?

A 25 °C, é necessário adicionar 0,50 g de óxido de ferro para que a reologia permaneça em estabilidade.

B 25 °C, é necessário adicionar 0,50 g de óxido de ferro para que a reologia permaneça em estabilidade.

C 25 °C, é necessário adicionar 0,50 g de óxido de ferro para que a reologia permaneça em estabilidade.

D 25 °C, é necessário adicionar 0,50 g de óxido de ferro para que a reologia permaneça em estabilidade.

E 25 °C, é necessário adicionar 0,50 g de óxido de ferro para que a reologia permaneça em estabilidade.

4 Qual é a diferença entre uma solução saturada e uma solução saudável com corpo de cristal

A seção **Consolidando saberes** apresenta questões objetivas e discursivas, retiradas do Enem e de outros vestibulares, que podem ser realizadas em casa a fim de desenvolver e aprofundar o conhecimento. Dentro dessa seção, ao menos uma vez por unidade, há o boxe **Superação**, que traz uma atividade desafiadora em relação ao conteúdo ou à

CONSOLIDANDO SABERES

1 Umeia 2007 A 20 °C, a solubilidade do açúcar no líquido é de 200 g/dm³. Quando se adiciona ao círculo da cor A, respectivamente, a) eucarina; b) ácido cítrico; c) óxido de ferro; d) óxido de alumínio; e) óxido de magnésio, que das substâncias adicionadas permanece solúvel? Considere que a solubilidade de cada substância é constante, que a massa de substância dissolvida é proporcional à massa de solução dissolvente e que as moléculas de sólido dissolvidos se desprendem do açúcar.

- a meia
- o açúcar
- o óxido de ferro
- o óxido de alumínio
- o óxido de magnésio

2 URSUS 2007 Observe o gráfico à baixa esquerda, que representa a dissolução de sódio em água, quando se adiciona sódio a uma solução aquosa de sódio dissolvida e a temperatura é mantida constante. Analise o gráfico e responda as perguntas postas e o rótulo de sódio em função das temperaturas.

Subtração:

T (°C)	KNO ₃	NANO ₃
20	105	125
40	160	185
60	215	245

Resposta: A dissolução que permanece constante de sódio é a solução de sódio em ordem em que este sódio é dissolvido em água.

Considerando duas soluções aquosas de sódio dissolvidos, a) a 20 °C, e b) a 60 °C, determine a menor solubilidade de sódio.

- Nitrito de potássio - 100 g/dm³ a 20 °C
- Nitrito de potássio - 100 g/dm³ a 60 °C
- Nitrito de sódio - 100 g/dm³ a 20 °C
- Nitrito de sódio - 100 g/dm³ a 60 °C
- Nitrito de potássio - 100 g/dm³ a 60 °C

3 Mackenzie-SP 2007 A tabela abaixo mostra a solubilidade de sódio em água, a 100 °C.

TEMPERATURA (T) (°C)	SOLUBILIDADE (S) (g de sódio)
0	0
100	100

Assinale as alternativas corretas, de acordo com o gráfico.

- A dissolução de sódio é exotérmica.
- A dissolução de sódio é endotérmica.
- A dissolução de sódio é exergônica.
- A dissolução de sódio é endergônica.
- Todas as alternativas estão certas.

4 Unicamp-SP 2012 O gráfico ilustra as solubilidades de nitrato de sódio e de nitrato de potássio em função da temperatura.

Indique a(s) afirmação(ões) que está(m) errada(s).

- A solubilidade de sódio permanece constante em 100 °C.
- O gráfico mostra que a solubilidade de sódio é menor que a de potássio a 20 °C.
- Conforme a tábua proposta com 23 g de sódio dissolvidos em 100 g de água, qual é a temperatura corporal humana?
- Justifique sua resposta.

A seção **No Enem é assim** encerra a unidade e apresenta questões retiradas do Enem ou elaboradas com estrutura e características semelhantes às do referido exame.

SUPERAÇÃO

Fuvept-SP As figuras a seguir representam, de maneira simplificada, as soluções aquosas de hidróxido de alumínio (HA), hidróxido de bário (HB) e hidróxido de cromo (HC). As moléculas de água não são representadas.

HA	HB	HC
		

Considerando essas representações, foram feitas as seguintes afirmações sobre os ácidos:

- HA é um ácido mais forte do que HB e HC.
- uma solução aquosa de HA deve apresentar menor concentração de íons H⁺ do que uma solução aquosa de mesma concentração de HB.
- uma solução aquosa de HC deve apresentar menor pH do que uma solução aquosa de mesma concentração de HB.

Este correto o que se afirma em:

- I e apensas.
- I e II, apensas.
- I, II e apensas.
- I, II e III.
- I, II, III e apensas.



Sumário

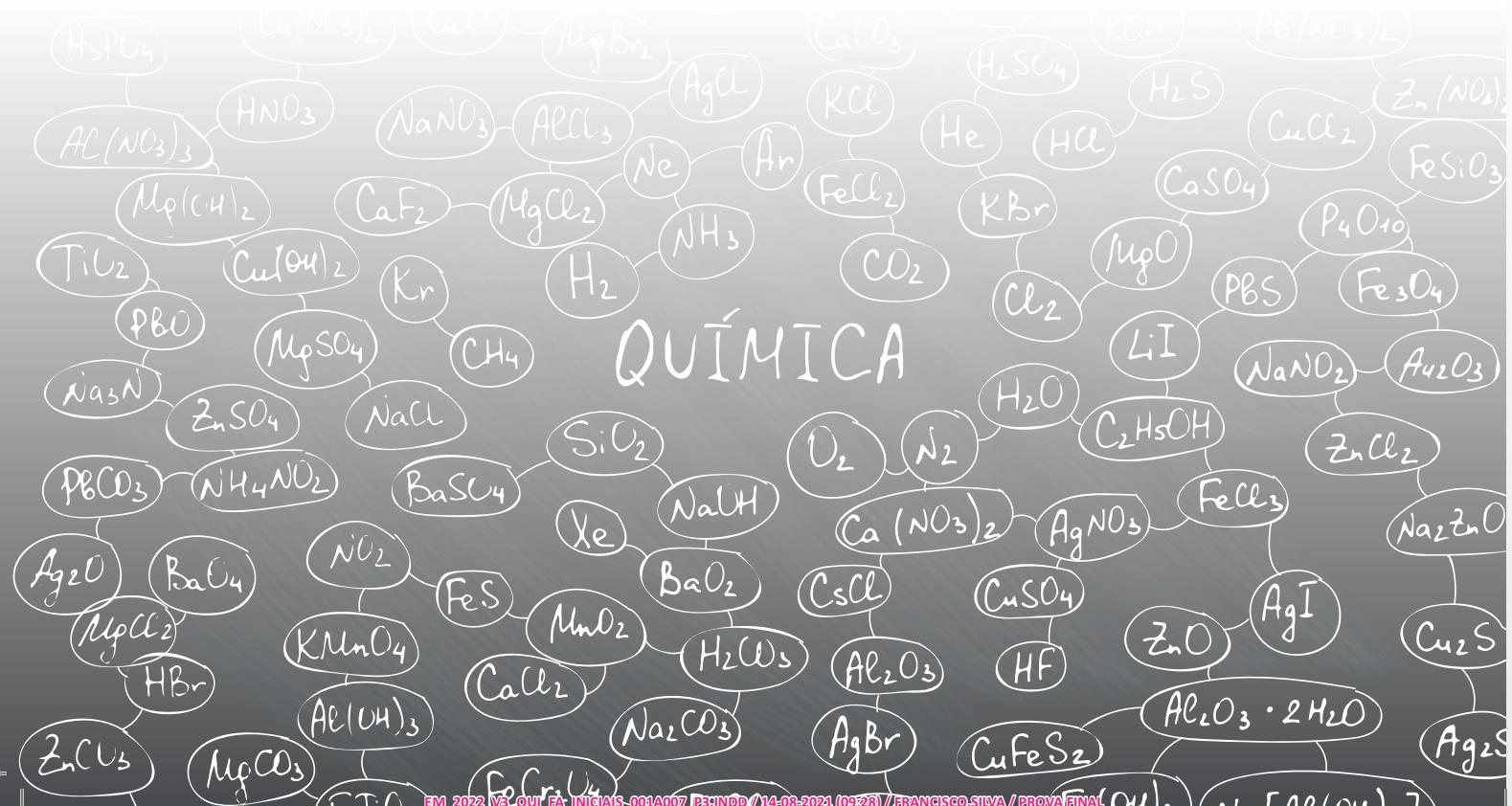
FRENTE A

UNIDADE 1

Soluções.....	8
Capítulo 1 – Dispersões	10
Soluções	11
Condução de corrente elétrica.....	12
Aplicando conhecimentos.....	12
Consolidando saberes	13
Capítulo 2 – Coeficiente de solubilidade	15
Solubilidade.....	16
Aplicando conhecimentos.....	18
Consolidando saberes	19
Capítulo 3 – Tipos de concentração	22
Concentrações	23
Aplicando conhecimentos.....	25
Consolidando saberes	26
Capítulo 4 – Processos com soluções	27
Diluição.....	28
Misturas.....	28
Titulação.....	30
Aplicando conhecimentos.....	31
Consolidando saberes	32
No Enem é assim	35

UNIDADE 2

Propriedades coligativas	38
Capítulo 5 – Pressão máxima de vapor.....	40
Sistemas dispersos	41
Mudanças de estado físico e diagrama de fases da água	41
Temperatura de ebulação e pressão máxima de vapor	42
Aplicando conhecimentos.....	46
Consolidando saberes.....	46
Capítulo 6 – Outras propriedades coligativas....	50
Tonoscopia	51
Ebulioscopia	52
Crioscopia	52
Osmometria	52
Experimento	55
Lei de Raoult para as propriedades coligativas	57
Aplicando conhecimentos.....	58
Consolidando saberes.....	59
No Enem é assim	61

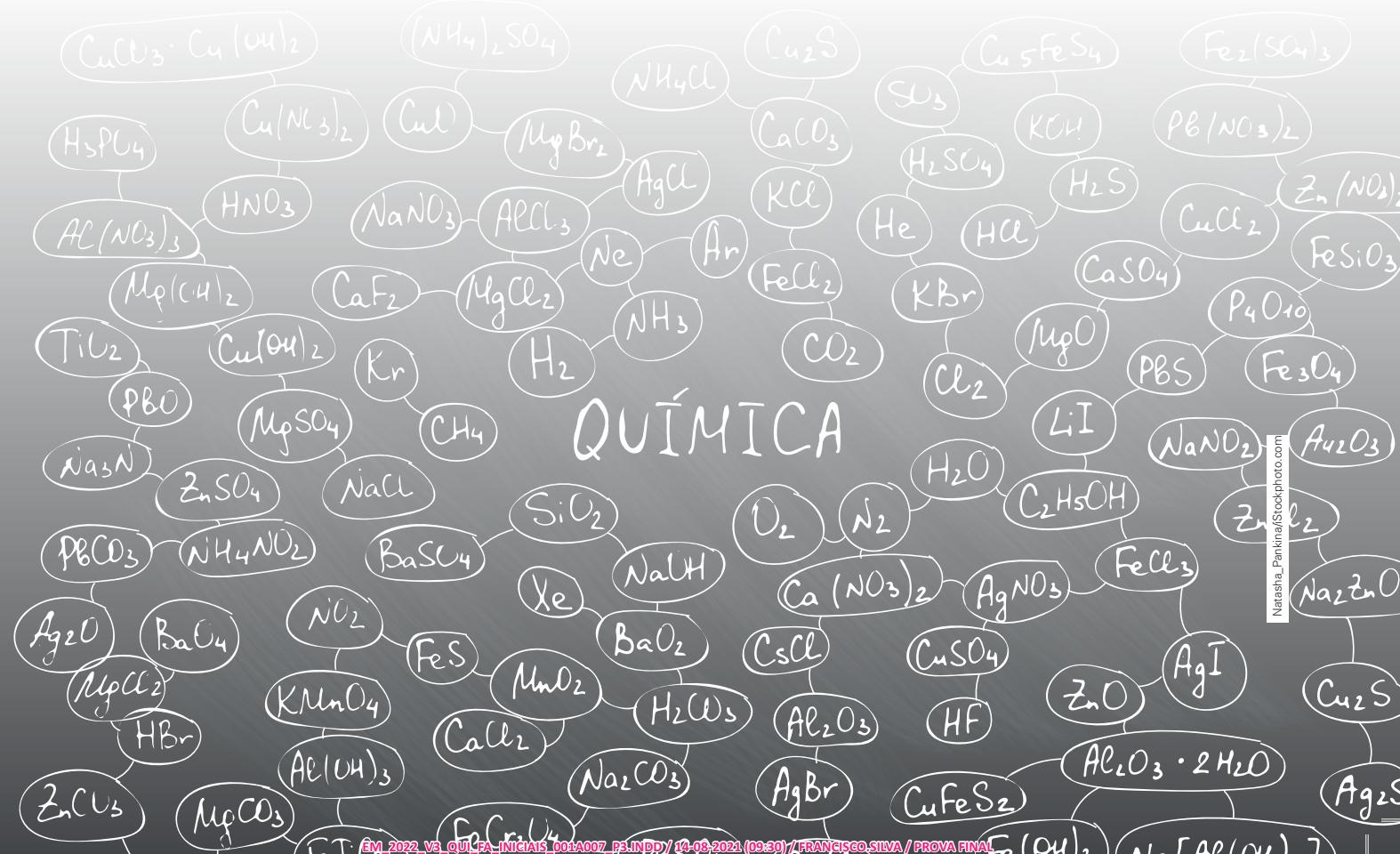


FRENTE B

UNIDADE 1

Funções inorgânicas	62
Capítulo 1 – Teoria de Arrhenius.....	64
Introdução: funções inorgânicas.....	65
Eletrólitos.....	65
Aplicando conhecimentos.....	68
Consolidando saberes	68
Capítulo 2 – Ácidos	70
Definição	71
Classificação	72
Nomenclatura	76
Aplicações no cotidiano.....	78
Aplicando conhecimentos.....	80
Consolidando saberes	80
Capítulo 3 – Bases	82
Definição de base	83
Classificação das bases	83
Nomenclatura	84
Aplicações no cotidiano.....	86
Escala de pH.....	87
Indicadores ácido-base.....	88
Aplicando conhecimentos.....	89
Consolidando saberes	90

Capítulo 4 – Sais.....	91
Definição de sal	92
Nomenclatura	92
Tipos de reações de neutralização.....	92
Sais duplos ou mistos	96
Sais hidratados.....	97
Solubilidade em água	98
Aplicações no cotidiano.....	98
Aplicando conhecimentos.....	100
Consolidando saberes.....	101
Capítulo 5 – Óxidos.....	104
Definição de óxido	105
Nomenclatura	105
Classificação dos óxidos.....	106
Aplicações no cotidiano.....	110
Chuvas ácidas.....	111
A seca e as queimadas no Pantanal	112
Experimento	115
Aplicando conhecimentos.....	116
Consolidando saberes.....	117
No Enem é assim	120
GABARITO	123





Cientista executando uma titulação em laboratório.

FRENTE A

UNIDADE

1

Soluções



A composição da lágrima e do suor é igual?

Ambas as soluções são formadas pelos mesmos compostos básicos: água e sal (cloreto de sódio). Mas sua concentração pode variar. A quantidade de cloreto de sódio da lágrima é igual à do plasma, a parte líquida do sangue. Por ter a função de proteger e lubrificar um órgão tão delicado quanto o olho, a lágrima tem de estar em equilíbrio com o plasma. Caso contrário, ocorreria passagem de partículas do plasma para a lágrima, ou vice-versa, o que comprometeria o bom funcionamento dos tecidos oculares. Um dano possível, nesse caso, seria a perda de transparência da córnea. No caso do suor, não é necessário que a concentração de cloreto de sódio – que cai pela metade – seja igual à do plasma.

Redação Mundo Estranho. *Mundo Estranho*, 1º dez. 2001. Abril Comunicações S. A. Disponível em: <<https://super.abril.com.br/mundo-estranho/a-composicao-da-lagrima-e-do-suor-e-igual/>>. Acesso em: 12 jul. 2021.

- Todas as soluções são líquidas?
- Qual é a característica necessária para uma mistura ser considerada uma solução?

Dispersões



SDI Productions/Stockphoto.com



Yevhenii Orlou/Stockphoto.com

O sangue e os aerossóis são exemplos de dispersões coloidais.

[...] Os sistemas coloidais vêm sendo utilizados pelas civilizações desde os primórdios da humanidade. Os povos utilizaram géis de produtos naturais como alimento, dispersões de argilas para fabricação de utensílios de cerâmica e dispersões coloidais de pigmentos para decorar as paredes das cavernas com motivos de animais e de caça.

[...]

Sistemas coloidais estão presentes no cotidiano desde as primeiras horas do dia, na higiene pessoal — sabonete, xampu, pasta de dente e espuma ou creme de barbear —, maquiagem — cosméticos — e no café da manhã — leite, café, manteiga, cremes vegetais e geleias de frutas. No caminho para o trabalho, podemos enfrentar neblina, poluição do ar [...]. No almoço, temperos, cremes e maionese para saladas. [...]

JAFELICCI JUNIOR, Miguel; VARANDA, Laudemir C. *Química Nova na Escola*. São Paulo, n. 9, p. 9, maio 1999.
Disponível em: <<http://qnesc.sqb.org.br/online/qnesc09/quimsoc.pdf>>. Acesso em: 3 ago. 2021.

- Você sabe qual é a definição de coloide?
- Qual é a diferença entre um coloide e uma solução?
- Toda dispersão é homogênea?

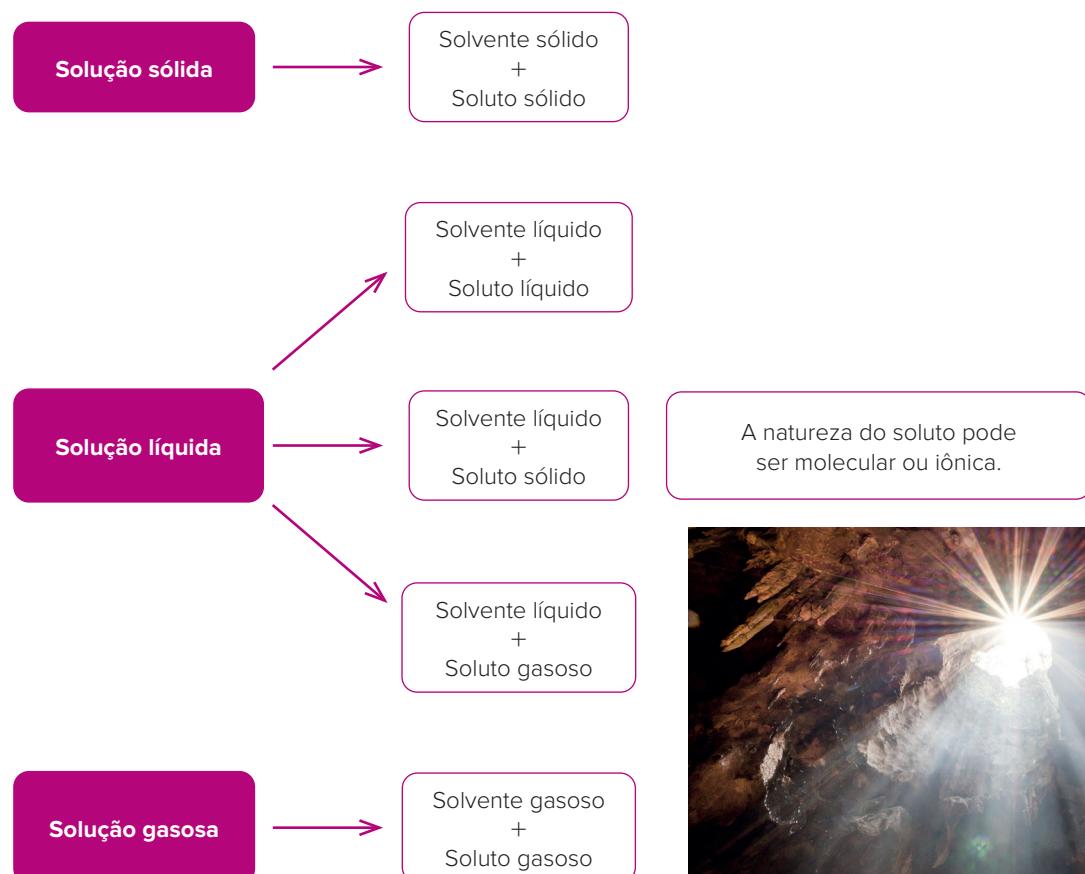
• Neste capítulo, serão abordadas as habilidades **EM13CNT205** e **EM13CNT307**.

• Soluções

No livro 1, unidade 1, capítulo 4, aprendemos sobre as misturas e os métodos utilizados para separá-las, bem como os tipos de misturas e suas classificações. Uma **dispersão** nada mais é que uma mistura – a qual pode ser homogênea (apresenta apenas uma fase) ou heterogênea (com duas fases ou mais). Nas dispersões, ocorre a mistura entre um disperso e um dispersante, em que o disperso está em menor quantidade que o dispersante. Por exemplo, quando misturamos açúcar em água, ele é o disperso, e a água é o dispersante.

As dispersões recebem nomes diferentes de acordo com o tamanho das partículas que estão dispersas. As soluções, ou soluções verdadeiras, são aquelas em que as partículas têm tamanho menor que 1 nm. Um exemplo de solução é a mistura de água e açúcar. As dispersões coloidais são compostas de partículas que têm de 1 a 1 000 nm, como o creme de barbear. Já as suspensões têm partículas maiores que 1 000 nm, como a mistura de água e areia.

Já vimos que soluções são misturas homogêneas que podem ser constituídas de duas ou mais substâncias, mas apresentam apenas uma fase. Nas soluções, nomeamos seus componentes de **solvente** e **soluto**. O solvente é geralmente líquido e está em maior quantidade, já o soluto é geralmente sólido e está em menor quantidade. Isso, porém, não significa que uma solução não possa ser sólida ou gasosa. Por esse motivo, realizamos a classificação das soluções da seguinte maneira:



gofaster/Stockphoto.com

O efeito Tyndall acontece quando as partículas de uma dispersão coloidal interagem com a luz, ocasionando um efeito óptico. Observamos tal fenômeno, ao ver a poeira no ar devido a um raio de luz. Esse efeito também está presente quando enxergamos partículas no feixe de luz dos faróis do carro na neblina.



Soluções eletrolíticas.

Quer ver na prática o conceito de solução eletrolítica e não eletrolítica? Acesse o vídeo e confira como soluções podem ou não acender uma lâmpada.

Disponível em:

<<https://www.youtube.com/watch?v=jKKPFz9IV4E>>.

Acesso em: 3 ago. 2021.

Condução de corrente elétrica

Sabemos que substâncias iônicas são formadas por cátions (+) e ânions (-), como o sal de cozinha (NaCl), formado pelo cátion Na^+ e o ânion Cl^- . Quando dissolvidas em água, essas substâncias liberam seus íons, e as cargas positivas e negativas ficam livres na solução. A presença dessas cargas torna a solução condutora de corrente elétrica, pois os ânions se movimentam no sentido de um polo positivo, enquanto os cátions caminham no sentido de um polo negativo, gerando, assim, um fluxo de cargas. A água por si só não contém os íons necessários em quantidade suficiente para ser considerada uma boa condutora, porém, ao adicionarmos certos compostos em água, como o cloreto de sódio, formamos uma solução aquosa eletrolítica, ou seja, com boa condutibilidade elétrica.

Questão resolvida

- 1 **ITA-SP 2018** Para cada uma das dispersões coloidais de natureza definida na tabela abaixo, cite um exemplo prático, explicitando quais são o dispersante e o disperso. Complete a tabela.

DISPERSÃO COLOIDAL	NATUREZA	EXEMPLO	DISPERSANTE	DISPERSO
Espuma sólida	Polímero			
Espuma líquida	Produto alimentício			
Aerossol líquido	Fenômeno natural			
Aerossol sólido	Fenômeno artificial			

Resolução:

DISPERSÃO COLOIDAL	NATUREZA	EXEMPLO	DISPERSANTE	DISPERSO
Espuma sólida	Polímero	Isopor (espuma de poliestireno)	Poliestireno	Ar
Espuma líquida	Produto alimentício	Clara em neve ou clara batida	Clara de ovo	Ar
Aerossol líquido	Fenômeno natural	Neblina	Ar	Água
Aerossol sólido	Fenômeno artificial	Fumaça	Ar	Fuligem



Aplicando conhecimentos

- 1 O que são soluções sólidas? Dê dois exemplos.

.....
.....
.....
.....
.....
.....

- 2 A maionese é uma emulsão de óleo disperso em gema de ovo. Chamamos de emulsão as dispersões coloidais líquido-líquido, como é o caso. Qual das alternativas apresenta produtos considerados emulsões?

- a) Leite e tintas.
- b) Plástico e geleias.
- c) Margarina e detergente.
- d) Refrigerante e pérolas.
- e) Creme de chantili e gel de cabelo.

3 Entre as soluções citadas a seguir, quais acenderiam uma lâmpada em um sistema, ou seja, quais delas são eletrolíticas?

- I. Ácido clorídrico e água.
 - II. Cloreto de potássio e água.
 - III. Açúcar e água.
 - IV. Hidróxido de sódio e água.
- a) Apenas I. c) I, II e III. e) Todas.
- b) II e III. d) I, II e IV.

4 As dispersões podem ser classificadas em soluções, dispersões coloidais e suspensões, de acordo com o tamanho de suas partículas. Com base nisso, clasifique as dispersões a seguir.

- I. Água e areia.
- II. Água e bicarbonato de sódio (fermento).
- III. Água e ácido acético (vinagre).
- IV. Gelatina.

- a)** I. Solução; II. Coloide; III. Solução; IV. Suspensão.
b) I. Suspensão; II. Solução; III. Solução; IV. Coloide.
c) I. Coloide; II. Solução; III. Coloide; IV. Suspensão
d) I. Suspensão; II. Solução; III. Coloide; IV. Coloide.
e) I. Solução; II. Suspensão; III. Solução; IV. Coloide.

5 Cesgranrio-RJ O ácido clorídrico puro (HCl) é um composto que conduz muito mal a eletricidade. A água pura (H_2O) é um composto que também conduz muito mal a eletricidade; no entanto ao dissolvêmos o ácido na água, formamos uma solução que conduz muito bem a eletricidade, o que se deve à:

- a)** dissociação da água em H^+ e OH^- .
b) ionização do HCl formando H_3O^+ e Cl^- .
c) transferência de elétrons da água para o HCl .
d) transferência de elétrons do HCl para a água.
e) reação de neutralização do H^+ da água com Cl^- do HCl .

CONSOLIDANDO SABERES

1 UFU-MG O grafismo é um tipo de manifestação artística surgida nos Estados Unidos, na década de 1970. No Brasil, o grafite chegou ao final dos anos de 1970, em São Paulo. Hoje, o estilo desenvolvido pelos brasileiros é reconhecido entre os melhores do mundo. A tinta mais usada pelos grafiteiros é o spray em lata, que possui, até o final da década de 1980, o clorofluorcarboneto como propelente.

Disponível em: <<http://www.mundoeducacao.com.br/artes/grafite.htm>>. Acesso em: 14 jun. 2012.

O spray em lata, utilizado na arte do grafite,

- a) possuía, em sua formulação, CFC, que colaborava para prevenir a degradação da camada de ozônio.
- b) deve ser armazenado em ambientes com incidência direta da luz solar.
- c) é uma dispersão coloidal, mantida sob pressão, de um líquido em um gás liquefeito.
- d) possui probabilidade de explodir diretamente proporcional à redução da temperatura.

2 UEL-PR A força e a exuberância das cores douradas do amanhecer desempenham um papel fundamental na produção de diversos significados culturais e científicos.

Enquanto as atenções se voltam para as cores, um coadjuvante exerce um papel fundamental nesse espetáculo. Trata-se de um sistema coloidal formado por partículas presentes na atmosfera terrestre, que atuam no fenômeno de espalhamento da luz do Sol. Com base no enunciado e nos conhecimentos acerca de coloides, considere as afirmativas a seguir.

- I. São uma mistura com partículas que variam de 1 a 1000 nm.
- II. Trata-se de um sistema emulsificante.

III. Consistem em um sistema do tipo aerossol sólido.
IV. Formam uma mistura homogênea monodispersa. Assinale a alternativa correta.

- a)** Somente as afirmativas I e II são corretas.
b) Somente as afirmativas I e III são corretas.
c) Somente as afirmativas III e IV são corretas.
d) Somente as afirmativas I, II e IV são corretas.
e) Somente as afirmativas II, III e IV são corretas.

3 Cesgranrio-RJ O colágeno é a proteína mais abundante no corpo humano, fazendo parte da composição de órgãos e tecidos de sustentação. Apesar de não ser comestível, seu aquecimento em água produz uma mistura de outras proteínas comestíveis, denominadas gelatinas. Essas proteínas possuem diâmetros médios entre 1,0 nm e 1.000 nm e, quando em solução aquosa, formam sistemas caracterizados como

- a)** soluções verdadeiras.
b) dispersantes.
c) coagulantes.
d) homogêneos.
e) coloides.

4 Unesp Três substâncias puras, X, Y e Z, tiveram suas condutividades elétricas testadas, tanto no estado sólido como no estado líquido, e os dados obtidos encontram-se resumidos na tabela.

Substância	Conduz corrente no estado sólido	Conduz corrente no estado líquido
X	Sim	Sim
Y	Não	Sim
Z	Não	Não

Com base nessas informações, é correto classificar como substância iônica:

- a) Y e Z, apenas.
- b) X, Y e Z.
- c) X e Y, apenas.
- d) Y, apenas.
- e) X, apenas.

5 Enem A obtenção de sistemas coloidais estáveis depende das interações entre as partículas dispersas e o meio onde se encontram. Em um sistema coloidal aquoso, cujas partículas são hidrofílicas, a adição de um solvente orgânico miscível em água, como etanol, desestabiliza o coloide, podendo ocorrer a agregação das partículas preliminarmente dispersas.

A desestabilização provocada pelo etanol ocorre porque:

- a) a polaridade da água no sistema coloidal é reduzida.
- b) as cargas superficiais das partículas coloidais são diminuídas.
- c) as camadas de solvatação de água nas partículas são diminuídas.
- d) o processo de miscibilidade da água e do solvente libera calor para o meio.
- e) a intensidade dos movimentos brownianos das partículas coloidais é reduzida.

6 UFJF/Pism-MG 2016 O cientista Svante August Arrhenius estudou o efeito de passagem de corrente elétrica na migração de espécies eletricamente carregadas. Assinale a alternativa que descreve a situação na qual ocorre condução de corrente elétrica.

- a) Substância iônica no estado sólido.
- b) Substância molecular não ionizada em solução.
- c) Substância iônica em solução.
- d) Substância molecular no estado gasoso.
- e) Substância molecular em estado sólido.

7 Famerp-SP 2017 A mistura conhecida como soro fisiológico é um exemplo de _____, na qual o _____ é a água e o _____ é o _____ de sódio.

As lacunas do texto são, correta e respectivamente, preenchidas por:

- a) solução – solvente – soluto – cloreto.
- b) solução – solvente – soluto – bicarbonato.
- c) solução – soluto – solvente – cloreto.
- d) suspensão – solvente – soluto – bicarbonato.
- e) suspensão – soluto – solvente – cloreto.

8 PUC-Rio Duas soluções ácidas de mesma concentração são preparadas pela adição de 1 mol de ácido para formar 1 L de solução aquosa. Os terminais de um circuito elétrico interrompido, conectado a

uma lâmpada, são mergulhados nas soluções. A primeira solução, de ácido clorídrico, fecha o circuito e faz a lâmpada acender com alta intensidade. Já a segunda solução, de ácido acético, apenas faz a lâmpada brilhar fracamente. Sobre esse experimento e as substâncias envolvidas, indique a afirmativa incorreta:

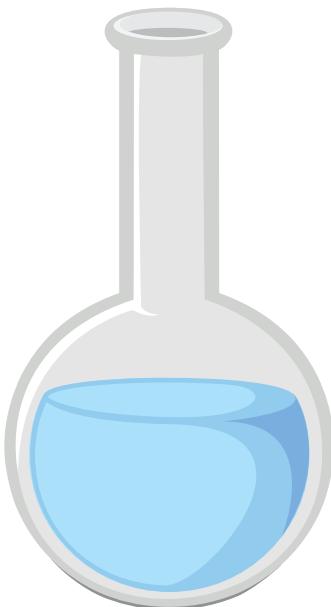
- a) Se a solução de ácido clorídrico fosse diluída com a adição de mais 1 L de água, a lâmpada acenderia com o mesmo brilho observado antes da diluição.
- b) O ácido clorídrico é um eletrólito mais forte que o ácido acético.
- c) Os responsáveis pela passagem de corrente elétrica na solução são os íons liberados pelos ácidos quando dissolvidos na água.
- d) Se os terminais fossem mergulhados na água pura, não haveria acendimento da lâmpada.
- e) O ácido acético dissolvido em água forma íons menos efetivamente do que o ácido clorídrico dissolvido em água.

9 UFSCar-SP Sal de cozinha (NaCl) e açúcar (sacarose) são sólidos brancos solúveis em água. Suas soluções aquosas apresentam comportamentos completamente diferentes quanto à condução de corrente elétrica. É correto afirmar que:

- a) o cloreto de sódio é um composto iônico e sua solução aquosa conduz corrente elétrica, devido à presença de moléculas de NaCl . A sacarose é um composto covalente e sua solução aquosa tem viscosidade muito alta, diminuindo a condutividade da água.
- b) uma substância como o cloreto de sódio, que em solução aquosa forma íons, é chamada de eletrólito. A solução de sacarose conduz corrente elétrica, devido à formação de ligações de hidrogênio entre as moléculas de sacarose e água.
- c) o cloreto de sódio é um composto iônico e suas soluções aquosas conduzem corrente elétrica, devido à presença de íons livres. A sacarose é um composto constituído de moléculas e suas soluções aquosas não conduzem corrente elétrica, pois as moléculas neutras de sacarose não contribuem para o transporte de cargas.
- d) a dissolução de sacarose em água leva à quebra das moléculas de sacarose em glicose e frutose e estas moléculas conduzem corrente elétrica. A solução de sal, por sua vez, apresenta condutividade menor que a da água destilada.
- e) soluções aquosas de sacarose ou de cloreto de sódio apresentam condutividade elétrica maior do que aquela apresentada pela água pura, pois há formação de soluções eletrolíticas. Os íons formados são os responsáveis pelo transporte de cargas em ambos os casos.

Coeficiente de solubilidade

Solução



Água + sal

Mistura



Água + areia

A mistura de água e sal é uma mistura homogênea, caracterizada por uma única fase. Já a mistura de água e areia é uma mistura heterogênea, caracterizada por mais de uma fase.

[...]

Podemos ainda observar, na cozinha da nossa casa, que há limite para dissolver o açúcar e o sal na água. Quando exageramos na quantidade, a água ou o suco ficam turvos, porque o açúcar ou o sal não se dissolveram totalmente. A quantidade de substância que se dissolve em determinada quantidade de solvente varia muito, em função das características das substâncias envolvidas e da compatibilidade entre elas (soluto e solvente). Quando a água é o solvente, algumas substâncias possuem solubilidade infinita, ou seja, misturam-se em qualquer proporção com a água. Outras possuem solubilidade limitada; outras, insolúveis.

[...]

SANTANA, K.; LIMA E. R. *Utilização de uma atividade experimental para discutir conceitos sobre a solubilidade*. Universidade Federal de Sergipe. Itabaiana, 2013. Disponível em: <[https://www.google.com/search?q=UTILIZA%C3%87%C3%83O+DE+UMA+ATIVIDADE+EXPERIMENTAL+PARA+DISCUTIR+CONCEITOS+Sobre+A+SOLUBILIDADE&oq=UTILIZA%C3%87%C3%83O+DE+UMA+ATIVADE+EXPERIMENTAL+PARA+DISCUTIR+CONCEITOS+Sobre+A+SOLUBILIDADE&aqs=chrome..69i57.301j0j9&sourceid=chrome&ie=UTF-8#>](https://www.google.com/search?q=UTILIZA%C3%87%C3%83O+DE+UMA+ATIVIDADE+EXPERIMENTAL+PARA+DISCUTIR+CONCEITOS+Sobre+A+SOLUBILIDADE&oq=UTILIZA%C3%87%C3%83O+DE+UMA+ATIVIDADE+EXPERIMENTAL+PARA+DISCUTIR+CONCEITOS+Sobre+A+SOLUBILIDADE&aqs=chrome..69i57.301j0j9&sourceid=chrome&ie=UTF-8#>)>. Acesso em: 12 jul. 2021.

- Quanto de açúcar é preciso para tornar a água turva?
- É possível transformar uma solução saturada em insaturada sem alterar as quantidades de soluto e de solvente?
- Além da água, que outro solvente tem a capacidade de dissolver muitas substâncias?

• Neste capítulo, serão abordadas as habilidades **EM13CNT101**, **EM13CNT203** e **EM13CNT307**.

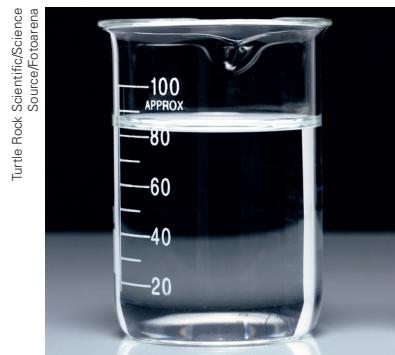
• Solubilidade

Quando falamos sobre solubilidade, estamos nos referindo à quantidade de um soluto a ser dissolvido por certa quantidade de solvente sob temperatura constante. Ao preparamos achocolatado para beber em um copo com aproximadamente 300 mL de leite, podemos adicionar diferentes quantidades de achocolatado em pó. A depender da massa de achocolatado adicionada, a bebida poderá apresentar uma quantidade de sólido no fundo do copo. Quando isso acontece, significa que adicionamos mais sólido do que aquela quantidade de leite conseguia dissolver naquela temperatura; então, para eliminar esse excesso, temos duas alternativas: adicionar mais leite ou alterar a temperatura da solução.

Chamamos de **coeficiente de solubilidade** o máximo de soluto que é dissolvido por uma quantidade definida de solvente (na maioria dos casos, definimos a quantidade de solvente em 100 g) a dada temperatura.

Formamos uma solução **insaturada** quando adicionamos menor quantidade de soluto do que aquela que o solvente é capaz de dissolver a dada temperatura. Essa solução será homogênea e não apresentará corpo de chão.

Se adicionarmos exatamente a quantidade de soluto possível de ser dissolvida pelo solvente naquela temperatura, ou seja, se adicionarmos uma massa de soluto igual àquela indicada em seu coeficiente de solubilidade, produziremos uma solução **saturada** e homogênea, sem a presença de precipitado.



Turtle Rock Scientific/Science Source/Fotoarena

Não é possível afirmar se uma solução é saturada ou insaturada a olho nu.

Em determinadas situações, quando adicionamos mais soluto do que o solvente é capaz de dissolver, podemos formar uma solução **supersaturada**. Essa solução é instável, e eventualmente o excesso de soluto tende a cristalizar, formando corpo de chão, que precipita no fundo do recipiente. Após a precipitação, a solução resultante se encontra saturada, como é o caso do achocolatado que citamos.



Turtle Rock Scientific/Science Source/Fotoarena

Uma solução supersaturada tem aspecto homogêneo, mas o soluto dissolvido tende a cristalizar e precipitar.

A temperatura é um fator que afeta o coeficiente de solubilidade das substâncias; por isso, é preciso saber a temperatura em que o sistema se encontra para classificar a solução.

Fique ligado!

Podemos determinar facilmente a massa de precipitado em uma solução. Para isso, basta conhecer a massa total de soluto que foi adicionada ao solvente e o **coeficiente de solubilidade** na temperatura adequada: se adicionarmos 40 g de NaCl a 100 g de água a 20 °C – sendo o valor do coeficiente de solubilidade do cloreto de sódio nessa temperatura 36 g NaCl/100 g H₂O –, a massa de precipitado será a quantidade de sal adicionada (40 g) menos o coeficiente de solubilidade (36 g), ou seja, 40 g – 36 g = 4 g.

Questão resolvida

- 1 Sabendo que o coeficiente de solubilidade do cloreto de amônio (NH_4Cl) é de 37,2 g/100 g de H_2O a 20 °C e de 55,2 g/100 g de H_2O a 60 °C, uma solução com 200 g de água e 110,4 g de cloreto de amônio a 20 °C é considerada saturada ou insaturada? E a 60 °C?

Resolução:

A 20 °C:

$$100 \text{ g água} \longrightarrow 37,2 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl}$$

$$200 \text{ g água} \longrightarrow x$$

$$x = 74,4 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl}$$

110,4 g foram adicionados, mas apenas 74,4 g são dissolvidos, então a solução é saturada com corpo de fundo.

A massa de corpo de fundo que precipita é:

$$110,4 \text{ g} - 74,4 \text{ g} = 36 \text{ g}$$

A 60 °C:

$$100 \text{ g água} \longrightarrow 55,2 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl}$$

$$200 \text{ g água} \longrightarrow y$$

$$y = 110,4 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl}$$

110,4 g foram adicionados, e 110,4 g são dissolvidos, então a solução é saturada sem corpo de fundo.

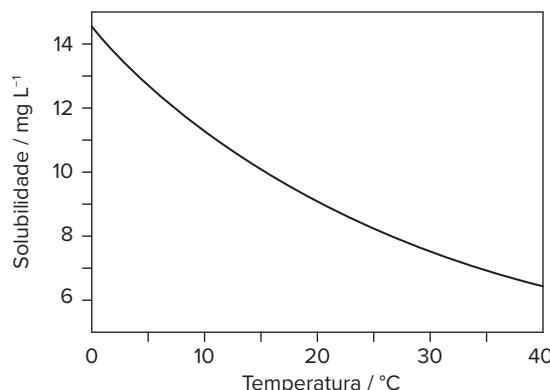
Até agora, tratamos de soluções em que o soluto é sólido e o solvente é líquido, mas sabemos que o soluto também pode ser um gás ou um líquido. Quando desejamos dissolver um gás em um solvente líquido, precisamos prestar atenção não só na temperatura, mas também na pressão do sistema.

O aumento de pressão causa maior solubilidade do gás em um líquido; já a diminuição de pressão diminui a solubilidade desse gás no líquido. A temperatura, por sua vez, age de maneira contrária na solubilidade: o aquecimento gera diminuição da solubilidade dos gases, enquanto temperaturas mais baixas aumentam a solubilidade destes.

A pressão não aumenta nem diminui a solubilidade de sólidos em líquidos; nesses casos, é a temperatura que tem grande influência. Na maioria das vezes, o aumento da temperatura do sistema causa aumento na solubilidade do sólido, principalmente se este for uma substância iônica. Quando esse comportamento ocorre, a dissolução é **endotérmica**, ou seja, favorecida pelo aquecimento. No entanto, também existem substâncias que apresentam diminuição do coeficiente de solubilidade com o aumento da temperatura. Nesse caso, a dissolução é **exotérmica**, ou seja, prejudicada pelo aumento da temperatura.

Com essas informações, é possível construir curvas de solubilidade, que demonstram o comportamento da solubilidade com a variação da temperatura, como mostra o gráfico a seguir.

Solubilidade do gás oxigênio em água a várias temperaturas, na pressão atmosférica de 1 atm (760 mmHg)



O gráfico mostra que o aumento de temperatura diminui a solubilidade de gás oxigênio em água. Por isso, o aquecimento global é algo tão danoso, pois modifica os padrões de circulação dos oceanos e contribui para a perda de oxigênio na água.

Fonte: FIORUCCI, A. BENEDETTI E. A importância do oxigênio dissolvido em sistemas aquáticos. *Química Nova na Escola*, nº. 22, nov. 2005. Disponível em: <<http://qnesc.sbn.org.br/online/qnesc22/a02.pdf>>. Acesso em: 20 maio 2021.



Aplicando conhecimentos

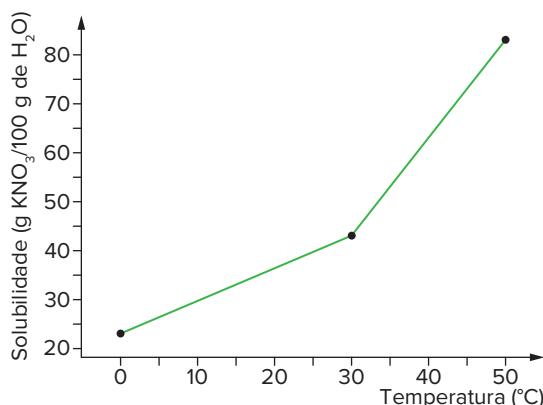
- 1 Considerando que o coeficiente de solubilidade da sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), a 30 °C, é 220 g/100 g de H_2O , quanto de açúcar devemos adicionar a 250 mL de água para que a solução seja considerada saturada? Dados: densidade da água = 1 g/mL.

- a) 450 g
- b) 500 g
- c) 550 g
- d) 600 g
- e) 650 g

- 2 A solubilidade do gás carbônico (CO_2) em água depende das condições de pressão e de temperatura do sistema. Se observarmos dois lagos, ambos sob a mesma pressão atmosférica, porém um a 15 °C de temperatura e outro a 30 °C, em qual dos dois haverá maior quantidade de CO_2 dissolvido?

.....
.....
.....
.....
.....

- 3 Observe o gráfico para responder ao que se pede.



Foi preparada uma solução saturada de nitrato de potássio e água a 50 °C, com massa total igual a 500 g. Se essa solução sofrer diminuição da temperatura para 30 °C, qual será a massa do precipitado formado?

.....
.....
.....
.....
.....
.....

- 4 Qual é a diferença entre uma solução supersaturada e uma solução saturada com corpo de chão?

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

- 5 **Unicamp 2021** A forma cristalina de um fármaco é fundamental para seu uso como medicamento. Assim, a indústria farmacêutica, após a síntese de determinado fármaco, deve verificar se ele se apresenta como uma única forma cristalina ou se é uma mistura polimórfica. Uma das formas de purificar um fármaco nessas condições é utilizar um processo de recristalização: dissolução do material sintetizado, seguida da cristalização da substância desejada. Observe na tabela abaixo os dados de solubilidade em água de uma dada forma de insulina. A partir dessas informações, caso se queira purificar uma amostra dessa insulina, seria recomendado dissolver essa amostra em quantidade suficiente de água

Temperatura (°C)	Solubilidade (mg · mL ⁻¹)
15	0,30
25	0,63
35	0,92

- a) a 35 °C e resfriar lentamente a solução até 15 °C, promover uma filtração a 15 °C e recuperar o sólido; toda a insulina seria recuperada.
- b) a 15 °C e aquecer lentamente a solução até 35 °C, promover uma filtração a 35 °C e recuperar o sólido; uma parte da insulina permaneceria em solução.
- c) a 35 °C e resfriar lentamente a solução até 15 °C, promover uma filtração a 15 °C e recuperar o sólido; uma parte da insulina permaneceria em solução.
- d) a 15 °C e aquecer lentamente a solução até 35 °C, promover uma filtração a 35 °C e recuperar o sólido; toda a insulina seria recuperada.

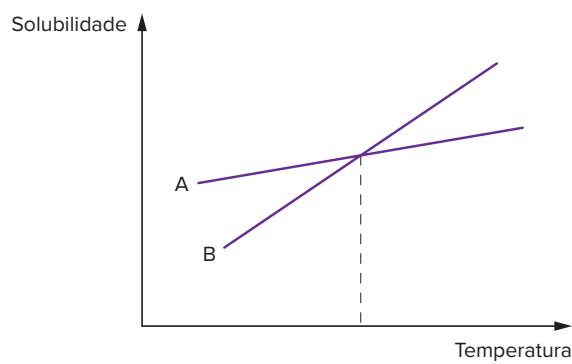


CONSOLIDANDO SABERES

1 Unesp 2017 A 20 °C, a solubilidade do açúcar comum ($C_{12}H_{22}O_{11}$, massa molar = 342 g/mol) em água é cerca de 2,0 kg/L, enquanto a do sal comum ($NaCl$, massa molar = 58,5 g/mol) é cerca de 0,35 kg/L. A comparação de iguais volumes de soluções saturadas dessas duas substâncias permite afirmar corretamente que, em relação à quantidade total em mol de íons na solução de sal, a quantidade total em mol de moléculas de soluto dissolvidas na solução de açúcar é, aproximadamente,

- a) a mesma.
- b) 6 vezes maior.
- c) 6 vezes menor.
- d) a metade.
- e) o triplo.

2 UFRGS 2017 Observe o gráfico e a tabela abaixo, que representam a curva de solubilidade aquosa (em gramas de soluto por 100 g de água) do nitrato de potássio e do nitrato de sódio em função da temperatura.



T (°C)	KNO ₃	NaNO ₃
60	115	125
65	130	130
75	160	140

Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do enunciado a seguir, na ordem em que aparecem. A curva A diz respeito ao _____, e a curva B, ao _____. Considerando duas soluções aquosas saturadas e sem precipitado, uma de KNO₃ e outra de NaNO₃, a 65 °C, o efeito da diminuição da temperatura acarretará a precipitação de _____.

- a) Nitrato de potássio – nitrato de sódio – nitrato de potássio
- b) Nitrato de potássio – nitrato de sódio – nitrato de sódio
- c) Nitrato de sódio – nitrato de potássio – nitrato de sódio
- d) Nitrato de sódio – nitrato de potássio – ambas
- e) Nitrato de potássio – nitrato de sódio – ambas

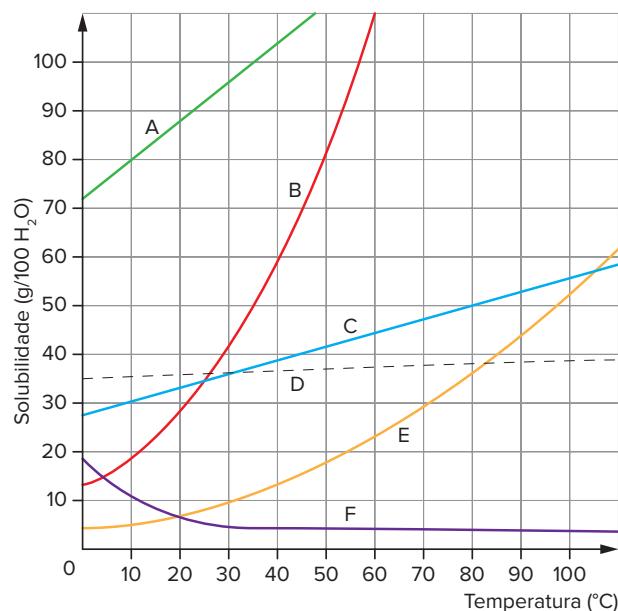
3 Mackenzie-SP 2017 A tabela abaixo mostra a solubilidade do sal X, em 100 g de água, em função da temperatura.

TEMPERATURA (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90
MASSA (g) SAL X 100 g DE ÁGUA	16	18	21	24	28	32	37	43	50	58

Com base nos resultados obtidos, foram feitas as seguintes afirmativas:

- I. A solubilização do sal X, em água, é exotérmica.
 - II. Ao preparar-se uma solução saturada do sal X, a 60 °C, em 200 g de água e resfriá-la, sob agitação até 10 °C, serão precipitados 19 g desse sal.
 - III. Uma solução contendo 90 g de sal e 300 g de água, a 50 °C, apresentará precipitado.
- Assim, analisando-se as afirmativas acima, é correto dizer que
- a) Nenhuma das afirmativas está certa.
 - b) Apenas a afirmativa II está certa.
 - c) Apenas as afirmativas II e III estão certas.
 - d) Apenas as afirmativas I e III estão certas.
 - e) Todas as afirmativas estão certas.

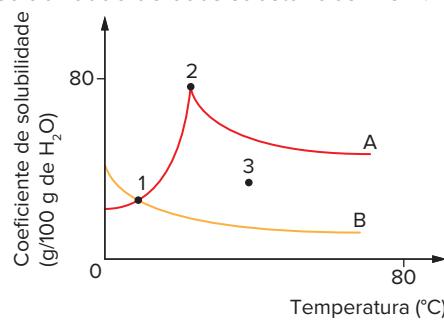
4 Unicid-SP 2017 O gráfico apresenta as solubilidades dos sais A, B, C, D, E e F em função da temperatura.



(www.preuniversitycourses.com. Adaptado.)

- a) Indique o sal cuja solubilidade em água é menos afetada pelo aumento de temperatura.
- b) Considere uma solução preparada com 33 g do sal B em 50 g de água, a 40 °C. A mistura resultante apresenta corpo de fundo? Justifique sua resposta.

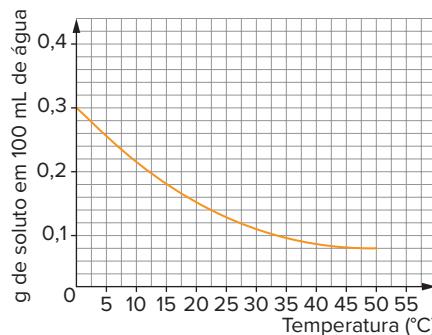
- 5 IME-RJ 2017** A figura a seguir representa as curvas de solubilidade de duas substâncias A e B.



Com base nela, pode-se afirmar que:

- No ponto 1, as soluções apresentam a mesma temperatura, mas as solubilidades de A e B são diferentes.
- A solução da substância A está supersaturada no ponto 2.
- As soluções são instáveis no ponto 3.
- As curvas de solubilidade não indicam mudanças na estrutura dos solutos.
- A solubilidade da substância B segue o perfil esperado para a solubilidade de gases em água.

- 6 Fasm-SP 2016** Analise o gráfico que representa a solubilidade do CO₂ (massa molar 44 g/mol) em água à pressão 1 atm.



(Química Nova na Escola, vol. 35, 2013.)

- A dissolução do gás carbônico em água é um processo endotérmico ou exotérmico? Justifique sua resposta.
- Calcule a quantidade de gás carbônico, em mol, dissolvida em 1 litro de água, a 10 °C e a 1 atm, saturada com este gás. Apresente os cálculos efetuados.

- 7 UEG-GO** Uma solução foi preparada a 30 °C pela dissolução de 80 g de um sal inorgânico hipotético em 180 g de água. A solubilidade dessa substância se modifica com a variação da temperatura, conforme a tabela a seguir.

TEMPERATURA (°C)	SOLUBILIDADE (g/100 g DE ÁGUA)
20	32
30	46

Se a solução for resfriada para 20 °C, a massa, em gramas, do sal que irá precipitar será igual a

- 48
- 28
- 22,4
- 13,8

- 8 Uema** Um aluno do ensino médio, ao utilizar argumento criativo para classificar uma solução com base em seu coeficiente de solubilidade, apresentou a seguinte resposta:

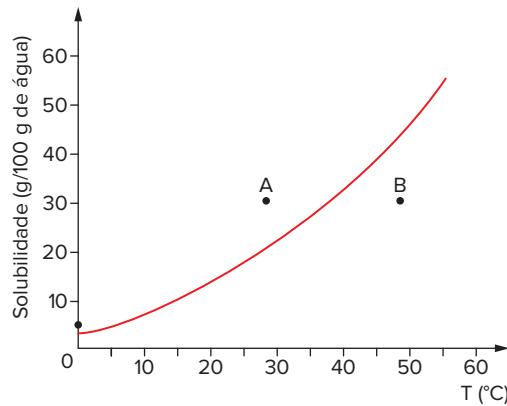
“Solução insaturada – limonada com pouco açúcar.

Solução saturada – açúcar na medida certa, sente-se um suco de limão adocicado.

Solução supersaturada – uma limonada em que não se sente mais o gosto do limão, só do açúcar”.

A professora explicou que o coeficiente de solubilidade varia de acordo com o soluto, com a quantidade de solvente e com a temperatura em que se encontra a solução, fazendo uso do gráfico abaixo, cuja curva mostra a quantidade máxima de soluto dissolvido para uma dada temperatura.

Fonte: Disponível em: <<https://br.answers.yahoo.com/question/index?qid=20090217092126AAVuYV>>. Acesso em: 18 set. 2014.



Analise o gráfico utilizado pela professora e explique, com base no conceito do aluno, as situações representadas pelas soluções A e B. Justifique cada situação.

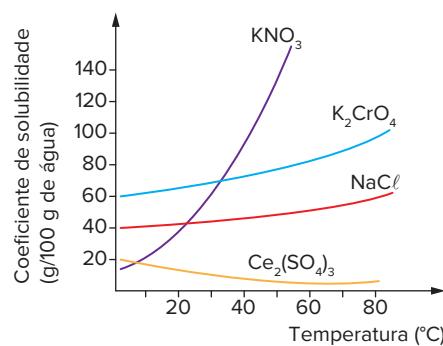
9 UFRGS Um experimento é realizado em duas etapas. Etapa 1: A 200 mL de água destilada contidos em um copo são adicionadas quantidades crescentes de NaCl . Essa mistura é agitada intensa e vigorosamente, até que se observe a precipitação de cristais de NaCl que não mais solubilizam.

Etapa 2: À mistura obtida na etapa 1 são acrescentados alguns cristais de KMnO_4 . Após algum tempo, observa-se que a fase líquida adquire uma coloração violácea característica do permanganato de potássio.

A análise desse experimento permite concluir que:

- A fase líquida obtida ao final da etapa 2 é uma solução supersaturada.
- O NaCl e o KMnO_4 devem apresentar os mesmos valores de coeficiente de solubilidade.
- A solubilização do KMnO_4 na etapa 2 só foi possível porque a solução líquida obtida na etapa 1 estava insaturada.
- A solução líquida obtida na etapa 1, embora esteja saturada de NaCl , ainda mantém a possibilidade de solubilizar KMnO_4 .
- A fase líquida obtida ao final da etapa 2 não pode ser considerada uma solução, porque foram utilizados dois solutos com propriedades diferentes.

10 EBMSP-BA 2017 O conhecimento da solubilidade de sais em água é importante para a realização de atividades em laboratórios e nos procedimentos médicos que envolvem a utilização desses compostos químicos. A dissolução dessas substâncias químicas em água é influenciada pela temperatura, como mostra o gráfico que apresenta as curvas de solubilidade do nitrato de potássio, KNO_3 , do cromato de potássio K_2CrO_4 , do cloreto de sódio, NaCl , e do sulfato de cério, $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$.



A análise do gráfico permite afirmar:

- O processo de dissolução dos sais constituídos pelos metais alcalinos, em água, é endotérmico.
- A mistura de 120 g de cromato de potássio com 200 g de água forma uma solução saturada a 60 °C.
- O coeficiente de solubilidade do sulfato de cério aumenta com o aquecimento do sistema aquoso.
- A solubilidade do nitrato de potássio é maior do que a do cromato de potássio a temperatura de 20 °C.
- O nitrato de potássio e o cloreto de sódio apresentam o mesmo coeficiente de solubilidade a 40 °C.

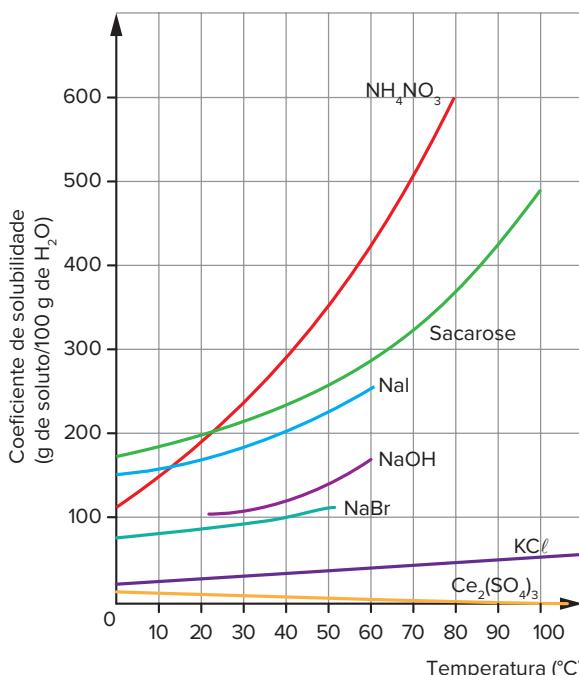
11 Acafe-SC 2016 O cloreto de potássio é um sal que adicionado ao cloreto de sódio é vendido comercialmente como “sal light”, com baixo teor de sódio. Dezoito gramas de cloreto de potássio estão dissolvidos em 200 g de água e armazenados em um frasco aberto sob temperatura constante de 60 °C.

Dados: Considere a solubilidade do cloreto de potássio a 60 °C igual a 45 g/100 g de água.

Qual a massa mínima e aproximada de água que deve ser evaporada para iniciar a cristalização do soluto?

- 160 g
- 120 g
- 40 g
- 80 g

12 UCS-RS 2016 Curvas de solubilidade, como as representadas no gráfico abaixo, descrevem como os coeficientes de solubilidade de substâncias químicas, em um determinado solvente, variam em função da temperatura.



Fonte: BRADY, James E.; RUSSEL, Joel W.; HOLUM, John R. *Química: a matéria e suas transformações*. 3. ed. LTC: Rio de Janeiro, V. 1, 2002, p. 385.

Considerando as informações apresentadas pelo gráfico acima, assinale a alternativa correta.

- Todas as substâncias químicas são sais, com exceção da sacarose.
- O aumento da temperatura de 10 °C para 40 °C favorece a solubilização do sulfato de cério (III) em água.
- A massa de nitrato de amônio que permanece em solução, quando a temperatura da água é reduzida de 80 °C para 40 °C, é de aproximadamente 100 g.
- A dissolução do iodeto de sódio em água é endotérmica.
- A 0 °C, todas as substâncias químicas são insolúveis em água.

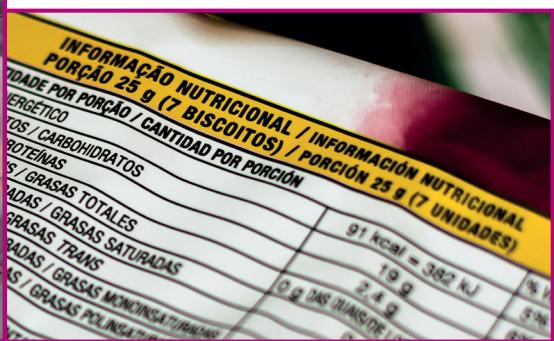
CAPÍTULO

3

Tipos de concentração



santierii/Stockphoto.com



rafapress/Shutterstock.com

Rótulos de produtos mostrando diferentes formas de representar a concentração das substâncias.

Ácido nítrico concentrado (65%) (HNO ₃ 14,5 mol/L)	Perigo
Pode agravar um incêndio, combustível. Provoca queimadura severa à pele e dano aos olhos.	
Tome todas as precauções para não misturar com materiais combustíveis.	
Use luvas de proteção/proteção ocular.	
EM CASO DE INGESTÃO: Enxágue a boca. NÃO PROVOQUE VÓMITO.	
EM CASO DE CONTATO COM A PELE (ou cabelo): Retire imediatamente toda a roupa contaminada. Enxágue a pele com água/tome uma ducha.	
EM CASO DE CONTATO COM OS OLHOS: Enxágue cuidadosamente com água durante vários minutos. No caso de uso de lentes de contato, remova-as, se for fácil. Continue enxaguando.	
Lave a roupa contaminada antes de usá-la novamente.	1 L

Acetona (C ₃ H ₆ O; ≥ 99,9%)	Perigo
Universidade Federal de Pelotas (UFPel) Centro de Ciências Químicas, Farmacêuticas e de Alimentos (CCOFA)	
Caixa Postal: 354 96010-900 Pelotas – RS/Brasil Telefone de emergência: (53) 3275-7354	
Líquido e vapores altamente inflamáveis. Provoca irritação ocular grave. Pode provocar sonolência ou vertigem.	
A ficha de Informações de Segurança de Produtos Químicos deste produto químico perigoso pode ser obtida por meio de contato com a Direção do CCOFA da UFPel.	Mantenha-se afastado do calor/faísca/chama aberta /superfícies quentes. Não fume. Mantenha o recipiente hermeticamente fechado. Utilize apenas ao ar livre ou em locais bem ventilados. EM CASO DE CONTATO COM OS OLHOS: Enxágue cuidadosamente com água durante vários minutos. No caso de uso de lentes de contato, remova-as, se for fácil. Continue enxagando. CASO A IRRITAÇÃO OCULAR PERSISTA: CONSULE UM MÉDICO. EM CASO DE INCENDIO: Utilizar areia seca, um produto químico seco ou espuma resistente à álcool para extinção.

Dá para abastecer um carro com bebida alcoólica?

Não. Pelo menos não com as bebidas “normais” que a gente encontra por aí. Apesar de o álcool consumível ser do mesmo tipo do utilizado como combustível (o etanol), ele aparece numa concentração bem menor nas bebidas – o chamado teor alcoólico. No Brasil, o álcool vendido nos postos tem que ter pelo menos 92,6% de etanol. [Nenhuma bebida vendida] comercialmente no país chega nem perto dessa concentração. Com teores alcoólicos na faixa de 40%, bebidas como pinga, vodca e uísque têm mais água do que etanol em sua fórmula. E é justamente esse excesso de água que impede a combustão das bebidas nos pistões do motor. Por isso, o carro nem dá partida.

[...]

BIANCHIN, Victor. *Mundo Estranho*, 1º mar. 2009. Abril Comunicações S. A.
Disponível em: <<https://super.abril.com.br/mundo-estranho/da-para-abastecer-um-carro-com-bebida-alcoolica/>>. Acesso em: 26 maio 2020.

- Que tipo de concentração foi mencionado no texto?
- Seria possível dar as mesmas informações sobre a quantidade de álcool no combustível e nas bebidas utilizando unidades diferentes?
- Qual é a definição de concentração?

• Neste capítulo, será abordada a habilidade **EM13CNT101**.

Concentrações

Quando temos em mãos uma solução, é natural nos perguntarmos do que essa solução é feita e quais são as quantidades de solvente e soluto presentes nela. Essas informações são de suma importância e geralmente as encontramos em rótulos e embalagens de medicamentos, bebidas, produtos de limpeza e reagentes de laboratório.

Na Química, podemos trabalhar com vários tipos de concentração e começamos este capítulo falando sobre a concentração comum.

Concentração comum (C): a concentração de uma solução pode ser determinada a partir da quantidade de soluto disponível em dado volume de solução. A quantidade de soluto é dada em massa e, por isso, podemos usar a seguinte fórmula:

$$C = \frac{\text{massa de soluto}}{\text{volume de solução}}$$

Assim, a unidade mais comum é g/L, mas também encontramos variações, como g/mL, g/cm³ ou mg/L.

Observe este exemplo: quando adicionamos 5 g de sal de cozinha (NaCl) a um copo com água, obtendo uma solução cujo volume final é igual a 250 mL, a concentração, em g/L, é:

$$C = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{5}{0,250} = 20 \text{ g/L}$$

Isso significa que, em 1 litro dessa solução, há 20 g de NaCl.

Concentração em quantidade de matéria (η): essa concentração é a mais utilizada na Química e nos diz qual é a quantidade de matéria (mol) de soluto que existe em determinado volume de solução. A unidade é dada em mol/L ou simplesmente M (que significa molar, embora essa notação não seja mais recomendada) e é calculada pela fórmula:

$$\eta = \frac{\text{quantidade de matéria de soluto (mol)}}{\text{volume de solução (L)}}$$

$$\text{Sendo a quantidade de matéria (n)} = \frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa molar de soluto}}$$

Logo, podemos dizer que:

$$\eta = \frac{\text{massa de soluto}}{(\text{massa molar de soluto}) \cdot (\text{volume de solução})}$$

Aplicando em um exemplo: Qual a concentração em quantidade de matéria de uma solução preparada com 5 g de NaCl e cujo volume final é igual a 250 mL?

$$n = \frac{5}{58,5} = 0,085 \text{ mol} \quad \eta = \frac{0,085}{0,250} = 0,34 \text{ mol/L}$$

Isso significa que 1 litro de solução contém 0,34 mol de NaCl.

Porcentagem em massa ou volume/Título (δ): chamamos de título a quantidade de soluto (em grama ou em litro) para cada grama ou para cada litro de solução. A fórmula para calcular é:

$$\delta = \frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} \text{ ou } \delta = \frac{\text{volume de soluto}}{\text{volume de solução}}$$



PHOTO RESEARCHERS/Science Source/Fotoarena

A diferença na coloração dos sucos nos permite identificar, de maneira qualitativa, quando soluções têm concentrações diferentes.

Fique ligado!

Em ppm, o soluto e a solução devem estar na mesma unidade para que a relação com “partes” possa ser feita.

Os valores obtidos podem estar em porcentagem ou sem unidade. Por exemplo, se temos 5 g de NaCl em 250 g de solução, o título será:

$$\delta = \frac{5}{250} = 0,02 \text{ ou } 2\%$$

Isso significa que 2% da solução são compostos por de NaCl.

Partes por milhão (ppm): essa maneira de expressar a concentração funciona bem quando temos pouquíssima quantidade de soluto em relação à quantidade de solução e significa que temos 1 parte de soluto para 10^6 partes de solução.

Por exemplo, se temos 5 g de NaCl em 1000 g de solução, temos 5 partes de soluto em 10^3 partes de solução, então:

$$\begin{aligned} 5 \text{ partes NaCl} &= 10^3 \text{ partes de solução} \\ &\times 10^6 \text{ partes de solução} \\ &= 5 \cdot 10^3 \text{ partes de NaCl} \end{aligned}$$

Temos $5 \cdot 10^3$ ppm de NaCl na solução.

Molalidade (W): expressa a quantidade de matéria de soluto existente em cada quilograma de solvente. A unidade utilizada é o mol/kg ou molal. A fórmula para o cálculo da molalidade é:

$$W = \frac{\text{quantidade de matéria de soluto}}{\text{massa do solvente em kg}}$$

Então:

$$W = \frac{\text{massa de soluto}}{(\text{massa molar de soluto}) \cdot (\text{massa de solvente em kg})}$$

Aplicando em um exemplo: Qual é a concentração molal de uma solução que contém 5 g de NaCl e 250 g de água?

$$n = \frac{5}{58,5} = 0,085 \text{ mol} \quad W = \frac{0,085}{0,250} = 0,34 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Fração (em massa, em quantidade de matéria, em volume) (X): a fração indica a razão entre a quantidade de soluto e a de solução e pode ser expressa em função da massa, da quantidade de matéria ou do volume, desde que as quantidades de soluto e de solução estejam na mesma unidade. A fração não apresenta unidade, mas pode ser expressa em porcentagem.

Utilizando o mesmo exemplo anterior, 5 g de NaCl e 250 g de água, formamos 255 g de solução, então a fração em massa será:

$$X = \frac{5}{255} = 0,019 \text{ ou } 1,9\%$$

Se temos 0,085 mol de NaCl e 14 mols de água, formamos 14,085 mols de solução, e a fração em quantidade de matéria será:

$$X = \frac{0,085}{14,085} = 0,006 \text{ ou } 0,6\%$$

E, ainda, se temos 2,31 mL de NaCl e 250 mL de água, temos 252,31 mL de solução, então a fração em volume será:

$$X = \frac{2,31}{252,31} = 0,009 \text{ ou } 0,9\%$$



O que determina a concentração de uma solução?

Nessa simulação criada pela Universidade do Colorado, você vai aprender sobre as relações entre quantidade de matéria de soluto e volume de solução em litros. Além disso, vai aprender como essas variáveis influenciam a concentração em quantidade de matéria fazendo ajustes na quantidade do soluto e no volume de solução, e alterando solutos para comparar diferentes compostos químicos em água.

Disponível em:
https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/legacy/molarity.
Acesso em: 3 ago. 2021.

Questão resolvida

- 1 O soro fisiológico utilizado em hospitais e vendido em farmácias para diversos fins consiste em uma solução aquosa de cloreto de sódio, geralmente comercializada em concentração 0,9%. Para preparar 2 litros dessa solução, qual é a massa de cloreto de sódio que deve ser adicionada à água? Considere a densidade do soro fisiológico igual a 1 g/mL.

Resolução:

A concentração de 0,9% de cloreto de sódio significa que, de toda a solução, 0,9% é referente ao sal, e 99,1% é referente à água.

2 litros de solução de soro fisiológico equivalem a 2 000 g de solução, visto que sua densidade é igual a 1 g/mL:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow 1 = \frac{m}{2000} \Rightarrow m = 2000 \text{ g}$$

Consideramos 2 000 g como 100%, ou seja, a massa total da solução. Dessa forma, temos:

$$\begin{aligned} 2000 \text{ g} &\longrightarrow 100\% \\ x &\longrightarrow 0,9\% \\ x &= 18 \text{ g de sal NaCl} \end{aligned}$$

Para preparar 2 litros de soro, são necessários 18 g de cloreto de sódio.

Aplicando conhecimentos

- 1 Um comprimido de paracetamol tem massa de 1,5 g, porém apenas 750 mg são do analgésico. Qual é a concentração de paracetamol no medicamento em ppm?
- a) 500 000 ppm.
 - b) 50 000 ppm.
 - c) 5 000 ppm.
 - d) 500 ppm.
 - e) 50 ppm.

- 2 A embalagem de um suco em pó traz a informação de que 20 g do sólido rendem 2 litros da bebida. Qual é a fração, em porcentagem, do suco nessa solução?

Dados: densidade da água = 1 g/mL.

- a) 1%
- b) 0,1%
- c) 10%
- d) 0,01%
- e) 1,5%

- 3 O camu-camu é uma fruta de cor vermelho-escura, do tamanho de uma jabuticaba e com uma das maiores concentrações de vitamina C. São aproximadamente 2 880 mg da vitamina para cada 102 mL da polpa da fruta. Sabendo que a vitamina C é o ácido ascórbico e que apresenta massa molar de 176 g/mol, qual é a sua concentração em quantidade de matéria nessa fruta?

- a) 0,24 mol/L.
- b) 0,39 mol/L.
- c) 0,5 mol/L.
- d) 0,16 mol/L.
- e) 0,61 mol/L.

- 4 [...] o pintor era praticamente um químico [...]. O aspirante desse ofício tinha de aprender uma variedade enorme de receitas e conhecer as reações e propriedades de inúmeras substâncias para empregar esse conhecimento em seus processos artísticos.

Disponível em: <<http://www.cozinhadapintura.com/2010/09/historia-da-tinta-oleo.html>>. Acesso em: 21 maio 2020.

A tinta amarela era feita à base de cromato de chumbo(II), PbCrO_4 . O pigmento em pó era dissolvido em óleo para que os pintores o utilizassem em suas telas. Qual é a concentração de chumbo em mol/L em uma tinta preparada com 50 g de pigmento e 320 mL de óleo?

Dados: massa molar do chumbo = 207 g/mol; massa molar do cromato de chumbo(II) = 323 g/mol.

- | | |
|----------------|---------------|
| a) 0,15 mol/L. | d) 0,3 mol/L. |
| b) 0,5 mol/L. | e) 0,6 mol/L. |
| c) 0,25 mol/L. | |

- 5 **Unesp 2021** O álcool isopropílico ($\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$), entre outras aplicações, é empregado na limpeza de circuitos eletrônicos. Em um experimento, um estudante utilizou um frasco conta-gotas com álcool isopropílico a 20 °C e verificou que eram necessárias 65 gotas desse álcool para perfazer o volume de 2 mL. Sabendo que a densidade do álcool isopropílico nessa temperatura é aproximadamente 0,8 g/mL, a quantidade desse álcool, em mol de moléculas, presente em cada gota é próxima de

- | | |
|---------------------------|---------------------------|
| a) $1 \cdot 10^{-2}$ mol. | d) $3 \cdot 10^{-6}$ mol. |
| b) $4 \cdot 10^{-3}$ mol. | e) $4 \cdot 10^{-4}$ mol. |
| c) $3 \cdot 10^{-5}$ mol. | |

CONSOLIDANDO SABERES

- 1 Uerj 2019** Para a remoção de um esmalte, um laboratório precisa preparar 200 mL de uma solução aquosa de propanona na concentração de 0,2 mol/L. Admita que a densidade da propanona pura é igual a 0,8 kg/L. Nesse caso, o volume de propanona pura, em mililitros, necessário ao preparo da solução corresponde a:
Dados: C = 12, H = 1, O = 16

a) 2,9 b) 3,6 c) 5,8 d) 6,7

- 2 Unifesp 2018** Um volume de 100 mL de solução aquosa de sulfato de ferro(II) passou por um processo de evaporação lento e completo, obtendo-se 2,78 g de cristais de $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

- a) A solução aquosa de sulfato de ferro(II) é condutora de corrente elétrica? Justifique sua resposta.
b) Calcule a quantidade de sal hidratado, em mol, obtido após a evaporação. Determine a concentração inicial de FeSO_4 na solução, em mol/L, antes da evaporação.

- 3 Unesp 2018** De acordo com o Relatório Anual de 2016 da Qualidade de Água, publicado pela Sabesp, a concentração de cloro na água potável da rede de distribuição deve estar entre 0,2 mg/L, limite mínimo, e 5 mg/L, limite máximo.

Considerando que a densidade da água potável seja igual à da água pura, calcula-se que o valor médio desses limites, expresso em partes por milhão, seja

- a) 5,2 ppm d) 26 ppm
b) 18 ppm e) 1,8 ppm
c) 2,6 ppm

- 4 Uerj 2018** Em análises metalúrgicas, emprega-se uma solução denominada nital, obtida pela solubilização do ácido nítrico em etanol. Um laboratório de análises metalúrgicas dispõe de uma solução aquosa de ácido nítrico com concentração de 60% m/m e densidade de 1,4 kg/L. O volume de 2 mL dessa solução é solubilizado em quantidade de etanol suficiente para obter 100 mL de solução nital.

Com base nas informações, a concentração de ácido nítrico, em g/L, na solução nital é igual a:

- a) 10,5 b) 14 c) 16,8 d) 21,6

- 5 UPF-RS 2018** O luminol é uma substância luminescente utilizada para a identificação de manchas de sangue em cenas de crimes. A sua luminescência pode ser testada utilizando uma série de reagentes, dentre os quais está o hidróxido de sódio aquoso em concentração 10%. Para que um perito possa preparar 250 mL de uma solução de hidróxido de sódio na concentração desejada para análise, quantos gramas de hidróxido de sódio são necessários?

- a) 2,5 g c) 10 g e) 25 g
b) 0,25 g d) 0,10 g

- 6 PUC-Campinas 2018** Os xaropes são soluções concentradas de açúcar (sacarose). Em uma receita caçaira, são utilizados 500 g de açúcar para cada 1,5 L de água. Nesse caso, a concentração mol/L de sacarose nesse xarope é de, aproximadamente,

Dados: massa molar da sacarose = 342 g/mol

- a) 2,5 b) 1,5 c) 2,0 d) 1,0 e) 3,0

- 7 UPE 2017** De acordo com um comunicado emitido pela Academia Americana de Pediatria, em 2015, não existem problemas na higienização dos dentes dos bebês e das crianças com cremes dentais que contêm flúor em sua composição. No entanto, esses produtos devem apresentar uma concentração de flúor entre 0,054 e 0,13 (título em massa), para se obter uma proteção adequada contra as cáries.

Foram realizados testes de qualidade relativos à presença do flúor nos seguintes cremes dentais recomendados para bebês e crianças:

CREME DENTAL	CONCENTRAÇÃO DE FLÚOR (ppm)
I	500
II	750
III	1000
IV	1350
V	1800

Passaram, no teste de qualidade, apenas os cremes dentais

- a) I e II. c) II e III. e) II, III e IV.
b) III e IV. d) III, IV e V.

- 8 Uerj 2017** Na análise de uma amostra da água de um reservatório, verificou-se a presença de dois contaminantes, nas seguintes concentrações:

CONTAMINANTE	CONCENTRAÇÃO (mg/L)
Benzeno	0,39
Metanal	0,40

Em análises químicas, o carbono orgânico total é uma grandeza que expressa a concentração de carbono de origem orgânica em uma amostra. Assim, com base nos dados da tabela, a concentração de carbono orgânico total na amostra de água examinada, em mg/L, é igual a:

- a) 0,16 b) 0,36 c) 0,52 d) 0,72

- 9 Imed-RS** A concentração comum, cujo símbolo é _____, indica a razão entre a massa do _____ e o volume do _____.

Assinale a alternativa que preenche, correta e respectivamente, as lacunas do trecho acima.

- a) T – soluto – solução d) M – solução – solução
b) T – solução – soluto e) C – solução – soluto
c) C – soluto – solução

Processos com soluções



SUJAI PHOTO/Shutterstock.com

Cepheus/Marcos/Stockphoto.com, CAP53/Stockphoto.com

Imagens (de cima para baixo e da esquerda para a direita): 1. Titulação; 2. Mistura de soluções; 3. Profissional de Química observando erlenmeyer após o ponto de viragem em uma titulação.

[...]

No século I a.C., a rainha egípcia Cleópatra apostou com seu amante, o general romano Marco Antônio, que ela poderia dar o jantar mais caro da história. Na hora marcada, tudo o que havia sobre a mesa era uma taça cheia de vinagre. Cleópatra retirou cuidadosamente seus brincos de pérolas, esmagou-os e jogou os restos na vasilha, onde se dissolveram. A rainha egípcia não só ganhou a aposta com essa mistura de pérola e vinagre como inventou um novo produto: os suplementos de cálcio.

[...]

KENSKI, Rafael. "Que mistura: as histórias curiosas da química". *Superinteressante*, 30 set. 2002. Abril Comunicações S. A. Disponível em: <<https://super.abril.com.br/ciencia/que-mistura-as-historias-curiosas-da-quimica/>>. Acesso em: 3 ago. 2021.

- Como é possível descobrir a concentração da solução de pérola e vinagre?
- Como descobrir a quantidade de vinagre que devemos adicionar à solução caso desejemos um suplemento de cálcio mais diluído?

• Neste capítulo, serão abordadas as habilidades **EM13CNT101** e **EM13CNT301**.

Fique ligado!

Após a diluição, o volume da solução aumenta, e a concentração diminui, porém **a quantidade de soluto (em quantidade de matéria ou em massa) continua a mesma.**

Fique ligado!

$$V_f = V_i + V_{\text{solvente adicionado}}$$

Questão resolvida

- 1 Uma massa de 0,5 g de um ácido orgânico de massa molar 100 g/mol é colocada em um balão volumétrico com capacidade de 500 mL e, em seguida, completa-se com água. Qual é a concentração em mol/L dessa solução?

Resolução:

$$\begin{aligned} \text{Quantidade de matéria do ácido } (n) &= \frac{0,5}{100} = 0,005 \text{ mol; volume completado} = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L} \\ m &= \frac{0,005}{0,5} = 0,01 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Diluição

Diluir soluções consiste em adicionar mais solvente a uma solução já existente. Os reagentes químicos de laboratório são vendidos em determinada concentração, como o ácido sulfúrico, por exemplo, que é vendido na forma de solução com 16 mol/L. Se desejarmos utilizar uma solução desse ácido com 1 mol/L, será necessário realizar uma diluição.

Como a quantidade de matéria do soluto não se altera durante a diluição, podemos afirmar que: $n_{\text{sólido antes}} = n_{\text{sólido depois}}$.

Sabemos que: quantidade de matéria = molaridade · volume, então:

$$m_i \cdot V_i = m_f \cdot V_f$$

Vamos acompanhar o exemplo: para realizar um experimento, um químico precisa de 50 mL de solução de ácido nítrico (HNO_3) com concentração de 0,5 mol/L, mas ele dispõe apenas do ácido concentrado, com 14,5 mol/L. Que volume do ácido concentrado deverá ser diluído?

$$\begin{aligned} m_i \cdot V_i &= m_f \cdot V_f \\ 14,5 \cdot V_i &= 0,5 \cdot 50 \Rightarrow V_i = 1,7 \text{ mL} \end{aligned}$$

Isso significa que devemos adicionar uma quantidade suficiente de água ao volume de 1,7 mL de ácido para obter 50 mL de solução.

Misturas

Existem dois tipos de misturas de soluções: 1) quando misturamos duas soluções de mesmo soluto; 2) quando misturamos duas soluções de solutos diferentes. No primeiro caso, conseguimos calcular a nova concentração facilmente: basta somar as quantidades de soluto de cada uma e dividir pela soma dos volumes das soluções.

Para exemplificar esse primeiro caso, vamos considerar uma solução de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) de 40 mL e 0,5 mol/L e outra solução também de bicarbonato de sódio, porém com volume de 60 mL e concentração de 0,8 mol/L. Qual será a concentração da mistura dessas soluções?

Primeiro, calculamos a quantidade de soluto na solução de 0,5 mol/L:

$$n = m \cdot V$$

$$n = 0,5 \cdot 0,04 = 0,02 \text{ mol de NaHCO}_3$$

Depois, calculamos a quantidade de soluto na solução de 0,8 mol/L:

$$n = 0,8 \cdot 0,06 = 0,048 \text{ mol de NaHCO}_3$$

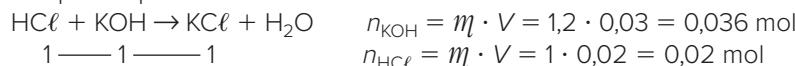
Logo, a quantidade de soluto na mistura é $0,02 + 0,048 = 0,068$ mol de NaHCO_3 ; o volume total da mistura é $40 \text{ mL} + 60 \text{ mL} = 100 \text{ mL}$; e a concentração em quantidade de matéria da mistura é:

$$m = \frac{0,068}{0,1} = 0,68 \text{ mol/L}$$

Podemos concluir que $m_f \cdot V_f = m_a \cdot V_a + m_b \cdot V_b$

A quantidade de matéria na mistura é a soma da quantidade de matéria presente em cada solução.

No segundo caso, em que há mistura de solutos diferentes, podem ocorrer reações químicas entre as substâncias misturadas. Supondo que uma solução 1,2 mol/L de KOH com volume de 30 mL foi misturada a 20 mL de uma solução com 1 mol/L de HCl, qual será a concentração de cada espécie química na mistura?



Se temos 0,036 mol de KOH e 0,020 mol de HCl, existe um excesso de 0,016 mol de KOH, e o volume total será 30 mL + 20 mL = 50 mL.

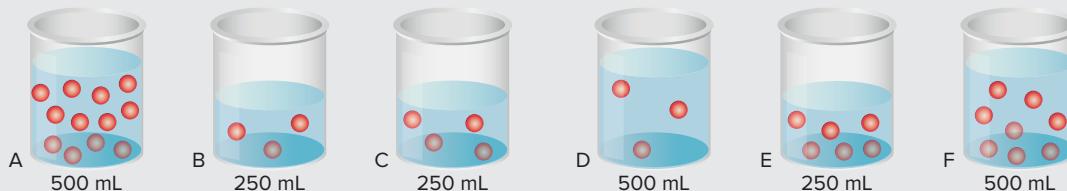
$$m_{\text{KOH}} = \frac{0,016}{0,05} = 0,32 \text{ mol/L}$$

Sendo o HCl o limitante, podemos calcular a quantidade de KCl por meio da proporção estequiométrica:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ HCl} & \longrightarrow & 1 \text{ KCl} \\ 0,02 & & 0,02 \\ & & m_{\text{KCl}} = \frac{0,020}{0,05} = 0,4 \text{ mol/L} \end{array}$$

Questão resolvida

- 1 UEL-PR 2016** Cada um dos bêqueres representados a seguir contém soluções aquosas com partículas de um determinado soluto. O soluto é o mesmo em todos os bêqueres.



Com base nos conhecimentos sobre concentração de soluções, responda aos itens a seguir.

- Quais soluções são as mais concentradas? Explique.
- Quando as soluções B e E são combinadas, a solução resultante terá a mesma concentração da solução contida no bêquer A? Explique.

Resolução:

- Supondo que 1 mol do soluto corresponda à bolinha vermelha na imagem, podemos calcular a concentração de cada recipiente:

$$\text{Recipiente A: } m_A = \frac{12 \text{ mol}}{0,5} = 24 \text{ mol/L}$$

$$\text{Recipiente D: } m_D = \frac{3 \text{ mol}}{0,5} = 6 \text{ mol/L}$$

$$\text{Recipiente B: } m_B = \frac{3 \text{ mol}}{0,25} = 12 \text{ mol/L}$$

$$\text{Recipiente E: } m_E = \frac{6 \text{ mol}}{0,25} = 24 \text{ mol/L}$$

$$\text{Recipiente C: } m_C = \frac{4 \text{ mol}}{0,25} = 16 \text{ mol/L}$$

$$\text{Recipiente F: } m_F = \frac{8 \text{ mol}}{0,5} = 16 \text{ mol/L}$$

As soluções mais concentradas são A e E, com 24 mol/L.

- Recipiente B: 3 mol e 0,25 L; recipiente E: 6 mol e 0,25 L; recipiente B + E: 3 + 6 = 9 mol; volume total = 0,25 L + 0,25 L = 0,5 L.

$$m = \frac{9 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 18 \text{ mol/L}$$

A solução resultante não terá a mesma concentração que a solução A.

• Titulação



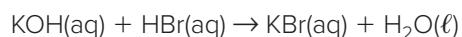
Um problema recorrente para os químicos é a necessidade de descobrir a concentração de soluções que não foram devidamente identificadas. Para resolvê-lo, é comum fazer uso da técnica de **titulação**. Um dos tipos de titulação empregados serve para determinar a concentração de soluções ácidas ou básicas.

No procedimento da titulação ácido-base, utiliza-se uma solução com concentração conhecida, chamada de **titulante**, a solução com concentração desconhecida, chamada de **titulado**, e um indicador ácido-base, que muda de cor em função do pH do meio. O titulante é colocado em uma bureta, e o titulado em um erlenmeyer com volume definido.

A bureta controla o volume de titulante que será adicionado à solução-problema. Vamos supor que, na bureta, exista uma solução básica de KOH e, no erlenmeyer, uma solução ácida de HBr. Conforme adicionamos KOH ao HBr, a reação $\text{KOH(aq)} + \text{HBr(aq)} \rightarrow \text{KBr(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$ vai acontecendo.

O fim da titulação é chamado de ponto de equivalência e ocorre quando a quantidade de matéria da base se iguala à quantidade de matéria do ácido. Esse ponto é identificado pela alteração de cor do indicador ácido-base.

Vamos supor que 40 mL de HBr com concentração não conhecida tenha sido titulado com KOH 0,6 mol/L. Ao final da titulação, a bureta mostrou que foram gastos 26 mL da base. Qual é a concentração molar do HBr?

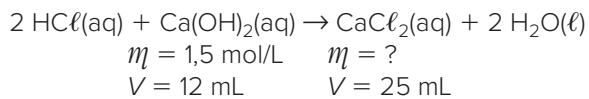


$$\begin{aligned}m_{\text{KOH}} &= 0,6 \text{ mol/L} & m_{\text{HBr}} &= ? \\V_{\text{KOH}} &= 26 \text{ mL} & V_{\text{HBr}} &= 40 \text{ mL}\end{aligned}$$

Podemos afirmar que no fim da titulação $n_{\text{KOH}} = n_{\text{HBr}}$

$$\begin{aligned}n_{\text{KOH}} &= m_{\text{KOH}} \cdot V_{\text{KOH}} & n_{\text{HBr}} &= m_{\text{HBr}} \cdot V_{\text{HBr}} \\n_{\text{KOH}} &= 0,6 \cdot 0,026 & 0,0156 &= m_{\text{HBr}} \cdot 0,040 \\n_{\text{KOH}} &= 0,0156 \text{ mol} & m_{\text{HBr}} &= 0,39 \text{ mol/L}\end{aligned}$$

Agora, vamos supor que a solução-problema seja a base Ca(OH)_2 , e o titulante seja o HCl . Temos 25 mL de Ca(OH)_2 no erlenmeyer e gastamos 12 mL de HCl 1,5 mol/L para realizar a titulação. Qual será a concentração em quantidade de matéria da base?



Como a proporção é de 2:1, não podemos afirmar que a quantidade de matéria do ácido é igual à quantidade de matéria da base, mas sim o dobro. Então: $2 \cdot n_{\text{HCl}} = n_{\text{Ca(OH)}_2}$.

$$\begin{aligned}n_{\text{HCl}} &= m \cdot V & 2 \text{ HCl} &\longrightarrow 1 \text{ Ca(OH)}_2 \\n_{\text{HCl}} &= 1,5 \cdot 0,012 & 0,018 &\longrightarrow x \\n_{\text{HCl}} &= 0,018 \text{ mol} & x &= 0,009 \text{ mol} \\n_{\text{Ca(OH)}_2} &= m \cdot V & \\0,009 &= m \cdot 0,025 & \\m &= 0,36 \text{ mol/L} & \end{aligned}$$

Fique ligado!

Somente é possível afirmar que a quantidade de matéria do ácido será igual à quantidade de matéria da base quando a proporção na reação de neutralização for de 1:1.

Questão resolvida

- 1 UFSM-RS** O leite de magnésia, usado como antiácido e laxante, contém em sua formulação o composto $\text{Mg}(\text{OH})_2$. A concentração de uma amostra de 10 mL de leite de magnésia que foi titulada com 12,5 mL de HCl 0,5 mol/L é, em mol/L, de:

a) 0,1

b) 0,3

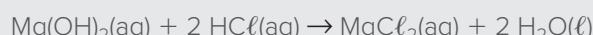
c) 0,5

d) 0,6

e) 1,2

Resolução:

Alternativa B



Temos, então, a proporção de 1 base : 2 ácido.

Primeiro, calculamos a quantidade de matéria do ácido:

$$n = m \cdot V$$

$$n = 0,5 \cdot 0,0125 = 0,00625 \text{ mol}$$

Depois, descobrimos a quantidade de matéria da base utilizando a proporção:



$$x \longrightarrow 0,00625$$

$$x = 0,003125 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2$$

Agora que temos a quantidade de matéria da base e o volume, podemos calcular a concentração:

$$n = m \cdot V$$

$$0,003125 = m \cdot 0,010 \Rightarrow m = 0,3125 \text{ mol/L}$$

Aplicando conhecimentos

- 1** O cloreto de benzalcônio é um desinfetante que está à venda na forma concentrada e é usado na limpeza de locais onde vivem animais como cachorros e gatos. O frasco vendido tem concentração de 150 g/L e indica diluir 100 mL dessa solução em 5 litros de água para limpar o chão. Qual é a concentração do desinfetante após a diluição?

a) 1,5 g/L

c) 3 g/L

e) 0,3 g/L

b) 30 g/L

d) 15 g/L

- 2** Em um laboratório, é comum existirem frascos para o descarte de soluções químicas, evitando que cheguem aos esgotos, prejudicando o meio ambiente. Um técnico descartou, no mesmo frasco, 50 mL de uma solução 2 mol/L de HCl e 10 mL de outra solução também de HCl , mas com concentração 0,2 mol/L. Qual era a concentração da solução no recipiente de descarte?

- 3** Acidentalmente um aluno de Química derrubou 5 mL de uma solução de NaOH 0,1 mol/L em um frasco de ácido fluorídrico (HF) com 100 mL e concentração 0,1 mol/L. Qual é a concentração final do ácido nessa mistura?

- 4** Com o tempo, o rótulo de uma solução básica de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ descolou-se e foi perdido, assim sua concentração ficou desconhecida. Para fazer um novo rótulo, resolveu-se titular 25 mL da base com ácido clórico (HClO_3), de concentração 0,5 mol/L, gastando-se 12 mL. Qual é a concentração da base?

- 5 FICSAE-SP 2016** Para determinar a pureza de uma amostra de ácido sulfúrico (H_2SO_4), uma analista dissolveu 14 g do ácido em água até obter 100 mL de solução. A analista separou 10 mL dessa solução e realizou a titulação, utilizando fenolf taleína como indicador. A neutralização dessa alíquota foi obtida após a adição de 40 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH) de concentração 0,5 mol/L. O teor de pureza da amostra de ácido sulfúrico analisado é, aproximadamente,

a) 18%

b) 50%

c) 70%

d) 90%

CONSOLIDANDO SABERES

1 Mackenzie-SP 2018 Em uma embalagem de 2 L de água sanitária, facilmente encontrada em supermercados, encontra-se a seguinte informação: “O teor de cloro ativo do produto varia de 2% a 2,5% (m/V)”. Essa solução pode ser utilizada para tratamento de água de piscina nas concentrações de 1,0 a 2,0 mg de cloro ativo por litro; sendo que, acima de 2,0 mg de cloro ativo por litro, a água se torna irritante aos olhos. Em duas piscinas (A e B), de capacidades volumétricas diferentes, foram adicionados 2 L de água sanitária a cada uma delas. Desta forma, ocorreu a diluição da água sanitária na água contida em cada piscina, conforme descrito na tabela abaixo:

	PISCINA A	PISCINA B
Volume total de solução após a diluição	100.000 L	25.000 L

Sendo assim, foram feitas as seguintes afirmações.

- I. Há de 20 a 25 g de cloro ativo por litro dessa solução comercial.
 - II. Na piscina A, a solução formada após a diluição seria irritante aos olhos do usuário dessa piscina.
 - III. Na piscina B, a solução formada após a diluição seria adequada ao tratamento de água.
- Das afirmações realizadas,
- a) Nenhuma é correta.
 - b) São corretas, apenas, I e II.
 - c) São corretas, apenas, II e III.
 - d) São corretas, apenas, I e III.
 - e) Todas são corretas.

2 EsPCEx-SP 2017 Em uma aula prática de Química, o professor forneceu a um grupo de alunos 100 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração 1,25 mol/L. Em seguida solicitou que os alunos realizassem um procedimento de diluição e transformassem essa solução inicial em uma solução final de concentração 0,05 mol/L. Para obtenção da concentração final nessa diluição, o volume de água destilada que deve ser adicionado é de

- a) 2400 mL
- b) 2000 mL
- c) 1200 mL
- d) 700 mL
- e) 200 mL

3 UEMG 2018 Em um balão volumétrico, foram adicionados 60 mL de uma solução de HNO_3 de concentração desconhecida e 40 mL de solução de KOH 0,4 mol/L. A solução resultante se mostrou neutra. Qual a molaridade da solução de ácido nítrico?

- a) 0,1 mol/L
- b) 0,25 mol/L
- c) 0,4 mol/L
- d) 0,55 mol/L

4 UEM-PR 2017 Um estudante tem à sua disposição no laboratório água destilada e as seguintes soluções:

Frasco I – 300 mL de solução aquosa de NaOH a 5 mol/L

Frasco II – 100 mL de solução aquosa de H_2SO_4 a 1 mol/L

Frasco III – 100 mL de solução aquosa de H_2SO_4 a 3 mol/L

Assinale os procedimentos realizados corretamente pelo estudante.

- 01. Para preparar 500 mL de solução aquosa de NaOH a 0,1 mol/L, ele colocou 10 mL da solução do frasco I em um balão volumétrico e completou os 500 mL com água destilada.
- 02. Para preparar 500 mL de uma solução aquosa de NaOH a 2 mol/L, ele colocou 200 mL de água destilada e completou os 500 mL com a solução do frasco I.
- 04. Para neutralizar totalmente 20 mL da solução do frasco I, ele adicionou 50 mL da solução do frasco II.
- 08. Para preparar uma solução de H_2SO_4 a 2 mol/L, ele misturou 100 mL da solução do frasco II com 100 mL da solução do frasco III.
- 16. Para preparar 100 mL de solução de concentração de íons H^+ a 1,5 mol/L, ele colocou 50 mL da solução do frasco III em um balão volumétrico e completou os 100 mL com água destilada.

Soma: _____

5 UFRGS 2018 O soro fisiológico é uma solução aquosa 0,9% em massa de NaCl. Um laboratorista preparou uma solução contendo 3,6 g de NaCl em 20 mL de água. Qual volume aproximado de água será necessário adicionar para que a concentração corresponda à do soro fisiológico?

- a) 20 mL
- b) 180 mL
- c) 380 mL
- d) 400 mL
- e) 1000 mL

6 IME-RJ 2016 Uma solução aquosa A, preparada a partir de ácido bromídrico, é diluída com água destilada até que sua concentração seja reduzida à metade. Em titulação, 50 mL da solução diluída consomem 40 mL de uma solução de hidróxido de potássio 0,25 mol/L. Determine a concentração da solução A, em g/L.

7 Unesp 2017 A dipirona sódica monoidratada (massa molar = 351 g/mol) é um fármaco amplamente utilizado como analgésico e antitérmico. De acordo com a Farmacopeia Brasileira, os comprimidos desse medicamento devem conter de 95% a 105% da quantidade do fármaco com solução de iodo (I_2) a

0,050 mol/L, utilizando amido como indicador, sendo que cada mol de iodo utilizado na titulação corresponde a um mol de dipirona sódica monoidratada. Uma solução aquosa foi preparada pela dissolução de um comprimido de dipirona sódica monoidratada, cuja bula declara conter 500 mg desse fármaco. Sabendo que a titulação dessa solução consumiu 28,45 mL de solução de iodo 0,050 mol/L, calcule o valor da massa de dipirona sódica monoidratada presente nesse comprimido e conclua se esse valor de massa está ou não dentro da faixa de porcentagem estabelecida na Farmacopeia Brasileira.

- 8 PUC-Rio 2016** Uma solução aquosa de nitrato de prata (0,050 mol/L) é usada para se determinar, por titulação, a concentração de cloreto em uma amostra aquosa. Exatos 10 mL da solução titulante foram requeridos para reagir com os íons Cl^- presentes em 50 mL de amostra. Assinale a concentração, em mol/L, de cloreto, considerando que nenhum outro íon na solução da amostra reagiria com o titulante.

Dados: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$

- a) 0,005
- b) 0,010
- c) 0,025
- d) 0,050
- e) 0,100

- 9 UEPG-PR 2016** A titulação de uma amostra de calário (carbonato de cálcio impuro), de massa 20 g, consome 100 mL de solução 72 g/L de ácido clorídrico. Sobre o assunto, assinale o que for correto. Dados: H = 1 g/mol; Ca = 40 g/mol; C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; Cl = 35,5 g/mol.

- 01. A fórmula do carbonato de cálcio é CaCO_3
- 02. A concentração do ácido clorídrico em mol/L é 2
- 04. A porcentagem de pureza do calcário é 50%
- 08. O ácido clorídrico é um oxiácido considerado forte em meio aquoso

Soma:

- 10 Uece 2016** A titulação é um procedimento laboratorial que permite determinar a concentração desconhecida de uma substância a partir de uma substância de concentração conhecida. Em uma titulação representada pela equação: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, o equipamento usado para adicionar cuidadosamente o volume adequado da solução de NaOH é denominado:

- a) Pipeta graduada
- b) Proveta
- c) Bureta
- d) Pipeta volumétrica

- 11 FCMMG 2017** Tem-se observado que muitos médicos (e bons médicos) têm prescrito beber de manhã 2 gotas de Lugol, uma solução de iodo, na preven-

ção de uma série de enfermidades. Na preparação do Lugol, são misturados 2,5 g de iodo sólido; 5 g de iodeto de potássio e água destilada suficiente para se completar 50 mL. O iodeto de potássio é utilizado para dissolver o iodo devido à formação do íon I_3^- . Dados: K = 39; I = 127

Analizando o texto e considerando cada gota 0,05 mL, seria INCORRETO afirmar que:

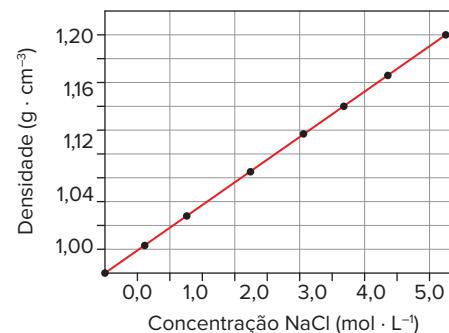
- a) A quantidade de iodo molecular ingerida numa semana é cerca de $3,5 \cdot 10^{-2}$ g.
- b) A quantidade de mol de K^+ ingerida num dia seria de, aproximadamente, $6 \cdot 10^{-5}$.
- c) As interações existentes no íon I_3^- formado são do tipo íon-dipolo induzido.
- d) As espécies químicas presentes no Lugol, solução a 5% (p/v), são iônicas.

- 12 ITA-SP 2017** Considere duas soluções, X e Y, de um mesmo soluto genérico. A solução X tem 49% em massa do soluto, enquanto a solução Y possui 8% em massa do mesmo soluto. Quer-se obter uma terceira solução, que tenha 20% em massa deste soluto, a partir da mistura de um volume V_x da solução X com um volume V_y da solução Y. Considerando que todas as soluções envolvidas exibem comportamento ideal, assinale a opção que apresenta a razão V_x/V_y CORRETA.

- a) $\frac{12}{29}$
- b) $\frac{29}{12}$
- c) $\frac{19}{12}$
- d) $\frac{12}{19}$
- e) $\frac{8}{49}$

- 13 FICSAE 2016** O náilon 6,6 e o poliestireno são polímeros que apresentam diversas aplicações na indústria. Um técnico misturou, inadvertidamente, amostras desses polímeros.

Dados: densidade do náilon 6,6 = $1,14 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$; densidade do poliestireno = $1,05 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$; massa molar do $\text{NaCl} = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$



Conhecendo a densidade desses materiais, ele decidiu preparar uma solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) para separar as amostras. Para tanto, ele utilizou um balão volumétrico de 5,0 L. A massa de NaCl adequada para essa preparação é

- a) 120 g.
- b) 300 g.
- c) 600 g.
- d) 1300 g.

14 EsPCEx-SP 2017 Em uma aula prática de química, o professor forneceu a um grupo de alunos 100 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração 1,25 mol/L. Em seguida solicitou que os alunos realizassem um procedimento de diluição e transformassem essa solução inicial em uma solução final de concentração 0,05 mol/L. Para obtenção da concentração final nessa diluição, o volume de água destilada que deve ser adicionado é de

- a) 2400 mL
- b) 2000 mL
- c) 1200 mL
- d) 700 mL
- e) 200 mL

15 PUC-PR 2015 O hidróxido de cálcio – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ –, também conhecido como cal hidratada ou cal extinta, trata-se de um importante insumo utilizado na indústria da construção civil. Para verificar o grau de pureza (em massa) de uma amostra de hidróxido de cálcio, um laboratorista pesou 5 gramas deste e dissolveu completamente em 200 mL de solução de ácido clorídrico 1 mol/L. O excesso de ácido foi titulado com uma solução de hidróxido de sódio 0,5 mol/L, na presença de fenolftaleína, sendo gastos 200 mL até completa neutralização. O grau de pureza da amostra analisada, expresso em porcentagem em massa, é de:

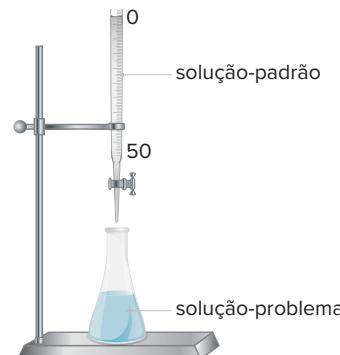
- a) 78%
- b) 82%
- c) 86%
- d) 90%
- e) 74%

16 PUC-Rio 2015 O volume de 25 mL de uma amostra aquosa de ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) foi titulado com solução padrão 0,020 mol/L de KOH.

$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
A titulação alcançou o ponto de equivalência com 25 mL de solução titulante, assim, a concentração, em mol/L, de ácido oxálico na amostra original é igual a:

- a) $1 \cdot 10^{-3}$
- b) $2 \cdot 10^{-3}$
- c) $1 \cdot 10^{-2}$
- d) $2 \cdot 10^{-2}$
- e) $1 \cdot 10^{-1}$

17 Unesp 2015 Chama-se titulação a operação de laboratório realizada com a finalidade de determinar a concentração de uma substância em determinada solução, por meio do uso de outra solução de concentração conhecida. Para tanto, adiciona-se uma solução-padrão, gota a gota, a uma solução-problema (solução contendo uma substância a ser analisada) até o término da reação, evidenciada, por exemplo, com uma substância indicadora. Uma estudante realizou uma titulação ácido-base típica, titulando 25 mL de uma solução aquosa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e gastando 20 mL de uma solução padrão de HNO_3 de concentração igual a 0,10 mol/L.

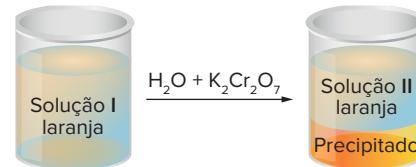


Utilizando os dados do texto, apresente a equação balanceada de neutralização envolvida na titulação e calcule a concentração da solução de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

18 Mackenzie-SP 2016 200 mL de uma solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração igual a 1 mol/L foram misturados a 300 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração igual a 2 mol/L. Após o final do processo químico ocorrido, é correto afirmar que:

- a) A concentração do ácido excedente, na solução final, é de 0,4 mol/L.
- b) A concentração da base excedente, na solução final, é de 0,4 mol/L.
- c) A concentração do sal formado, na solução final, é de 0,2 mol/L.
- d) A concentração do sal formado, na solução final, é de 0,1 mol/L.
- e) Todo ácido e toda base foram consumidos.

19 UFRGS 2015 A uma solução I saturada de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ de cor laranja é adicionada água pura até dobrar seu volume, mantendo-se a temperatura constante. A seguir, são adicionados alguns cristais de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, sob agitação constante, até que ocorra o aparecimento de um precipitado de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, obtendo-se a solução II, conforme esquematizado no desenho abaixo.



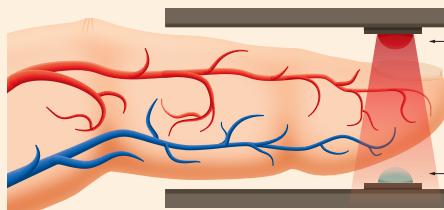
Considerando as concentrações de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ nessas soluções, pode-se afirmar que:

- a) A concentração na solução I é o dobro da concentração na solução II.
- b) O precipitado é solubilizado quando se misturam as soluções I e II.
- c) A tonalidade laranja da solução I é mais intensa que a tonalidade laranja da solução II.
- d) A solução I deve apresentar maior ponto de ebulição que a solução II, quando considerados os efeitos coligativos.
- e) A concentração da solução I é igual à concentração da solução II.

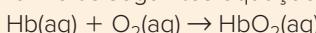
No ENEM é assim

As questões selecionadas nesta seção são prioritariamente do Enem, mas questões de vestibulares diversos que apresentam características semelhantes aos itens do referido exame também foram usadas como recurso para estudo.

- 1 Unicamp 2021** O oxímetro é usado na triagem para a Covid-19. Acoplado ao dedo, ele emite luz em dois comprimentos de onda (660 nm e 940 nm) e mede a quantidade de luz absorvida (A) em cada caso. A partir disso, determina a concentração percentual de oxi-hemoglobina (HbO_2) e de desoxi-hemoglobina (Hb) no sangue. Valores entre 95 e 100% para HbO_2 indicam normalidade.



Simplificadamente, as quantidades de luz absorvidas em cada comprimento de onda (A) se relacionam matematicamente às concentrações $[\text{HbO}_2]$ e $[\text{Hb}]$ conforme as seguintes equações:



$$A(\text{em } 660 \text{ nm}) = 320 [\text{HbO}_2] + 3227 [\text{Hb}]$$

$$A(\text{em } 940 \text{ nm}) = 1214 [\text{HbO}_2] + 693 [\text{Hb}]$$

Considere que uma pessoa tenha chegado ao hospital com baixa saturação de O_2 no sangue e, depois de submetida à oxigenoterapia, começa a ter a saturação normalizada. Em relação às medidas iniciais, quando a saturação de O_2 começa a subir, a absorção de luz indicada pelo oxímetro

- a) diminui em 660 nm e aumenta em 940 nm.
- b) aumenta em 660 nm e diminui em 940 nm.
- c) aumenta em ambos os comprimentos de onda
- d) diminui em ambos os comprimentos de onda.

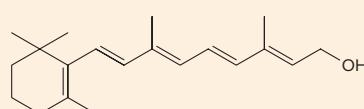
- 2 Unicamp 2021** O aumento dos casos da Covid-19 provocou a escassez de álcool etílico em gel no comércio, o que fez a população buscar outros tipos de álcool para se prevenir. No entanto, as opções de álcool disponíveis não eram eficazes. O recomendado é o álcool 70° INPM (% massa/massa). As opções de álcool disponíveis comercialmente à época da escassez aparecem na tabela abaixo.

TIPO DE ÁLCOOL	CONCENTRAÇÃO INPM (%massa/massa)
Absolute	99,6
Hidratado	92,6
Combustível	92,5
Limpeza	46,0

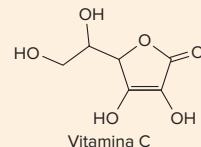
Para produzir álcool 70° INPM a partir dos outros tipos disponíveis comercialmente, uma opção possível seria misturar

- a) álcool para limpeza com álcool hidratado, utilizando maior quantidade de álcool para limpeza.
- b) álcool combustível com o álcool absoluto, utilizando maior quantidade de álcool combustível.
- c) álcool absoluto com álcool hidratado, utilizando maior quantidade de álcool absoluto.
- d) álcool para limpeza com álcool hidratado, utilizando maior quantidade de álcool hidratado.

- 3 UCS-RS** A solubilidade é uma propriedade física muito importante do ponto de vista biológico. Veja, por exemplo, o caso das vitaminas. Elas são indispensáveis à dieta alimentar, pois atuam na regulação de muitos processos vitais. O consumo excessivo de vitamina C parece não ser prejudicial ao organismo, pois qualquer excesso será eliminado pela urina, uma vez que ela é hidrossolúvel. O consumo excessivo de vitamina A, por outro lado, pode ser prejudicial, pois sendo lipossolúvel, ela acaba sendo retida pelo organismo, principalmente no fígado, produzindo dores de cabeça e insônia. As estruturas químicas das vitaminas A e C estão representadas a seguir.



Vitamina A



Vitamina C

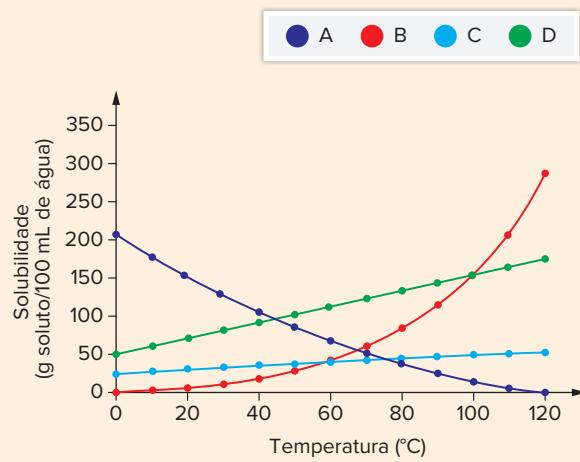
Em relação à solubilidade das vitaminas A e C, considere as proposições abaixo.

- I. Devido à presença de uma cadeia carbônica relativamente longa que apresenta caráter apolar acentuado, a vitamina A é praticamente insolúvel em água, apesar de ela conter um grupo hidroxila em sua estrutura química.
- II. A vitamina C é hidrossolúvel, devido à presença de vários grupos hidroxila em sua estrutura química que podem interagir com as moléculas de água por meio de ligações de hidrogênio.
- III. Se o coeficiente de solubilidade da vitamina C em água é igual a 330 g/L (a 25 °C e 1 atm), uma solução aquosa de vitamina C com concentração igual a 100 g/L, nas mesmas condições de temperatura e pressão, encontra-se supersaturada.

Das proposições acima

- a) Apenas I está correta.
- b) Apenas II está correta.
- c) Apenas I e II estão corretas.
- d) Apenas II e III estão corretas.
- e) I, II e III estão corretas.

- 4 Unioeste-PR 2018** A recristalização é uma técnica de purificação de sólidos. Ela consiste na solubilização a quente do produto em um solvente adequado, filtração da solução para retirada dos contaminantes insolúveis e permite que a solução atinja a temperatura ambiente ($20\text{ }^{\circ}\text{C}$) para formação dos cristais purificados. Um produto X deve ser recristalizado. Estão disponíveis quatro solventes, A, B, C e D, e a curva de solubilidade de X nesses quatro solventes (em g soluto/100 mL de solvente) é mostrada abaixo.



De acordo com as informações, assinale a opção que apresenta o solvente mais adequado para a recristalização de X, na temperatura de 100 °C, de forma a otimizar o rendimento deste procedimento.

- Enem 2017** A toxicidade de algumas substâncias é normalmente representada por um índice conhecido como DL₅₀ (dose letal mediana). Ele representa a dosagem aplicada a uma população de seres vivos que mata 50% desses indivíduos e é normalmente medido utilizando-se ratos como cobaias, pode-se determinar o nível tolerável de contaminação de alimentos, para que possam ser consumidos de forma segura pelas pessoas.

O quadro apresenta três pesticidas e suas toxicidades. A unidade mg/kg indica a massa da substância ingerida pela massa da cobaia.

PESTICIDAS	DL₅₀ (mg/kg)
Diazinon	70
Malation	1000
Atrazina	3100

Sessenta ratos, com massa de 200 g cada, foram divididos em três grupos de vinte. Três amostras de ração, contaminadas, cada uma delas com um dos pesticidas indicados no quadro, na concentração de 3 mg por grama de ração, foram administradas para cada grupo de cobaias. Cada rato consumiu 100 g de ração.

Quais grupos terão uma mortalidade mínima de 10 ratos?

- a)** O grupo que se contaminou somente com atrazina.
 - b)** O grupo que se contaminou somente com diazinon.
 - c)** Os grupos que se contaminaram com atrazina e malation.
 - d)** Os grupos que se contaminaram com diazinon e malation.
 - e)** Nenhum dos grupos contaminados com atrazina, diazinon e malation.

- 6 Enem 2017** Um pediatra prescreveu um medicamento, na forma de suspensão oral, para uma criança pesando 16 kg. De acordo com o receituário, a posologia seria de 2 gotas por kg da criança, em cada dose. Ao adquirir o medicamento em uma farmácia, o responsável pela criança foi informado que o medicamento disponível continha o princípio ativo em uma concentração diferente daquela prescrita pelo médico, conforme mostrado no quadro.

MEDICAMENTO	CONCENTRAÇÃO DO PRINCÍPIO ATIVO (mg/GOTA)
Prescrito	5,0
Disponível comercialmente	4,0

Quantas gotas do medicamento adquirido a criança deve ingerir de modo que mantenha a quantidade de princípio ativo receitada?

- 7 Enem 2016** O soro fisiológico é uma solução aquosa de cloreto de sódio comumente utilizada para higienização ocular, nasal, de ferimentos e de lentes de contato. Sua concentração é 0,90% em massa e densidade igual a 1 g/mL.

Qual massa de NaCl, em grama, deverá ser adicionada à água para preparar 500 mL desse soro?

- a)** 0,45 **c)** 4,50 **e)** 45

b) 0,90 **d)** 9

- 8 Uece 2017** O magnésio subministrado na forma de cloreto de magnésio tem papel importante para o fortalecimento dos músculos e nervos, função imunológica, reforça a estrutura óssea, regula os níveis de pressão arterial e o açúcar do sangue etc. A título experimental, um estudante de bioquímica preparou uma solução de cloreto de magnésio utilizando 200 g de água e 20 g de cloreto de magnésio que passou a ter densidade 1,1 g/mL. Para essa solução, a concentração em quantidade de matéria é, aproximadamente,

- a)** 1,05 mol/L
 - b)** 1,20 mol/L
 - c)** 1,30 mol/L
 - d)** 1,50 mol/L

9 UCS-RS 2015 Desde criança, aprende-se que o consumo de água é vital para o corpo humano. Além de regular muitas funções, como a temperatura corporal e o bom funcionamento do sistema circulatório, ela também contribui para o transporte de nutrientes e é essencial para os processos fisiológicos e bioquímicos do corpo de um indivíduo. Com a busca crescente por bem-estar e qualidade de vida, o consumidor brasileiro está cada vez mais consciente de que, dentro da categoria água, a mineral natural é em geral benéfica para a saúde. O aumento do consumo do produto atesta essa tendência. Segundo dados da Associação Brasileira da Indústria de Águas Minerais, o mercado apresenta patamares de crescimento próximos a 20% ao ano. De acordo com especialistas, o crescimento do setor está relacionado a hábitos mais saudáveis dos brasileiros, que têm buscado reduzir a presença de bebidas açucaradas e com adoçantes nas refeições. O quadro abaixo apresenta as informações contidas em um rótulo de uma embalagem de 300 mL de uma água mineral natural comumente encontrada nas prateleiras de um supermercado.

CARACTERÍSTICAS FÍSICO-QUÍMICAS A 25 °C	
pH	5,45
Condutividade elétrica	455 µS/cm
Ions	Composição química (mg/L)
Bicarbonato	258,88
Potássio	30,52
Sódio	30,17
Cálcio	26,49
Magnésio	11,21
Sulfato	2,42
Cloreto	1,38
Nitrato	0,91
Bário	0,35
Fluoreto	0,11
Lítio	0,028
NÃO CONTÉM GLÚTEN	

Considerando as informações do enunciado e do quadro acima, assinale a alternativa correta.

- a) O ânion monovalente presente em menor quantidade em uma embalagem dessa água mineral é o NO_3^- .
- b) O ponto de ebulação da água mineral em questão, ao nível do mar, é menor do que 100 °C.
- c) A água mineral em questão conduz a corrente elétrica, devido à presença de vários íons em solução.
- d) A massa de íons lítio presente em uma embalagem dessa água mineral é de 0,54 mg.
- e) A água mineral em questão apresenta uma concentração hidrogeniônica igual a $1 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

10 PUC-Minas 2015 A 25 °C é possível dissolver aproximadamente 6,25 mol de cloreto de sódio em um litro de água. É correto afirmar que a solubilidade do cloreto de sódio em água, em g/mL, é:

- a) 0,3656
- b) 36,56
- c) 0,4625
- d) 46,25

11 Unigranrio-RJ 2017 O estudo da concentração de soluções aquosas faz-se necessário em muitos ramos da indústria química, onde há necessidade de quantidades exatas de componentes químicos reacionais. Entre os ramos da indústria química que utilizam conhecimentos de concentrações podem ser citados o de tratamento de água e efluentes e a indústria cosmética. Um volume de 50 mL de uma solução de MgCl_2 a 2 mol/L é diluído até 1 litro de volume final. Sabendo que soluções diluídas de MgCl_2 são totalmente solúveis e dissociáveis, podemos afirmar que a concentração, em mol/L, de íons cloreto na nova solução após a diluição será de:

- a) 0,1
- b) 0,2
- c) 1,0
- d) 2,0
- e) 4,0

12 UEG-GO 2016 Uma solução estoque de hidróxido de sódio foi preparada pela dissolução de 4 g do soluto em água, obtendo-se ao final 100 mL e, posteriormente, determinado volume foi diluído para 250 mL obtendo-se uma nova solução de concentração igual a 0,15 mol/L. O volume diluído, em mL, da solução estoque, é aproximadamente:

- a) 26
- b) 37
- c) 50
- d) 75

13 Enem 2015 A hidroponia pode ser definida como uma técnica de produção de vegetais sem necessariamente a presença do solo. Uma das formas de implementação é manter as plantas com suas raízes suspensas em meio líquido, de onde retiram os nutrientes essenciais. Suponha que um produtor de rúcula hidropônica precise ajustar a concentração de íon nitrato (NO_3^-) para 0,009 mol/L em um tanque de 5000 litros e, para tanto, tem em mãos uma solução comercial nutritiva de nitrato de cálcio 90 g/L.

As massas molares dos elementos N, O e Ca são iguais a 14, 16 e 40, respectivamente.

Qual o valor mais próximo do volume da solução nutritiva, em litros, que o produtor deve adicionar ao tanque?

- a) 26
- b) 41
- c) 45
- d) 51
- e) 82



O mar Morto apresenta uma concentração de sais cerca de 10 vezes maior do que a média dos outros mares, permitindo que as pessoas boiem facilmente em suas águas.

UNIDADE**2**

Propriedades coligativas

Por que o mar Morto tem esse nome?

Porque o excesso de sal nas suas águas torna a vida praticamente impossível por ali. Com exceção da bactéria *Haloarcula marismortui*, que consegue filtrar os sais e sobreviver nesse cemitério marítimo, todos os organismos que chegam ao mar Morto morrem rapidamente. [...] Os oceanos têm uma média de 35 gramas de sal por litro de água, enquanto o mar Morto tem quase 300 gramas. Isso se deve basicamente a sua localização – na divisa entre Israel e Jordânia. A região é quente e seca, o que acelera a evaporação e impede a reposição da água pela chuva. [...]

LOPES, Artur L. *Mundo Estranho*. São Paulo, ed. 42, p. 44, ago. 2005.
Abril Comunicações S. A. Disponível em: <<https://super.abril.com.br/mundo-estranho/por-que-o-mar-morto-tem-esse-nome/>>. Acesso em: 13 jul. 2021.

Nesta unidade, estudaremos as propriedades coligativas e com isso entenderemos vários fenômenos que ocorrem em nosso cotidiano. No capítulo 5, iniciamos nosso estudo com o conceito de temperatura de ebulição de uma substância e os fatores que podem alterá-la para, então, estudarmos a primeira propriedade coligativa: pressão máxima de vapor. No capítulo 6, estudaremos as demais propriedades: tonoscopia, ebulioscopia, crioscopia e osmose.

- A água pode sofrer sublimação?
- Por que a folha de alface murcha rapidamente depois que entra em contato com o tempero?

Pressão máxima de vapor

Steven Coling/Shutterstock.com



Ao nível do mar, a água ferve a 100 °C.

Por que sai fumaça do chuveiro se a água não chega a 100 °C?

Porque a água não precisa chegar a 100 °C para passar para o estado gasoso. Se a água só virasse vapor a 100 °C, nunca haveria chuva, pois rios, lagos e mares jamais entrariam em ebulição. O segredo é que, além da ebulição, a água pode passar do estado líquido para o gasoso por duas outras maneiras. A primeira é a calefação, uma mudança quase imediata de estado. Ela ocorre quando você joga água numa chapa quente, por exemplo. A segunda é a evaporação. Para evaporar, a água precisa estar só um pouco mais quente que o ar. É aí que entra o chuveiro: ele consegue gerar essa diferença de temperatura para fazer a água virar vapor. As gotinhas que caem a uma temperatura de pelo menos 20 °C superior à do ambiente têm boas chances de evaporar. Só para exemplificar, num banho [...] quente, com temperatura média em torno dos 45 °C, cerca de 10% da água se perde em forma de vapor. Em um chuveiro elétrico comum, isso significa que cerca de 1,5 litro passa para o estado gasoso durante uma ducha rápida de apenas cinco minutos.

[...]

TIÓ NETO, Fernando. *Mundo Estranho*. São Paulo, ed. 40, p. 38, jun. 2005. Abril Comunicações S. A. Disponível em: <<https://super.abril.com.br/mundo-estranho/por-que-sai-fumaca-do-chuveiro-se-a-agua-nao-chega-a-100-oc/>>. Acesso em: 24 jun. 2020.

- A água entra em ebulição em São Paulo à mesma temperatura que na Cidade do México?
- O que é uma substância volátil?

💡 Neste capítulo, serão abordadas as habilidades **EM13CNT301**, **EM13CNT303** e **EM13CNT306**.

Sistemas dispersos

Quando analisamos um sistema disperso, temos uma substância X formada por partículas que serão distribuídas uniformemente em toda a extensão de uma substância Y. As substâncias X e Y são denominadas, respectivamente, **disperso** e **dispersante**.

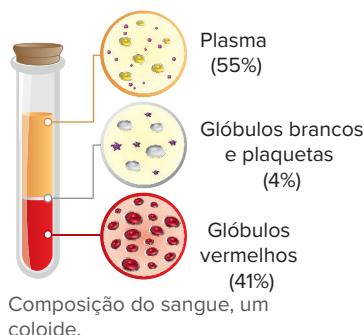
Os sistemas dispersos são classificados de acordo com o tamanho das partículas que os constituem, sendo:

- **Soluções:** sistemas formados por partículas (átomos, moléculas ou íons) com tamanho máximo de 1 nanômetro (nm) de diâmetro ($1\text{ nm} = 1 \cdot 10^{-9}\text{ m}$); são misturas homogêneas. Exemplos: solução de água com sal, solução de água com álcool, ar filtrado (isento de poeira).
- **Coloides (ou dispersões coloidais):** sistemas formados por partículas com tamanho entre 1 nm e 1000 nm de diâmetro; são misturas heterogêneas, cujas fases não são diferenciáveis a olho nu, devido ao tamanho das partículas. Exemplos: sangue (glóbulos, plaquetas e plasma), leite (gordura e água), gelatina (proteínas e água), tintas (pigmentos e solvente) e chantili (creme de leite e ar).
- **Suspensões:** sistemas formados por partículas com tamanho superior a 1000 nm de diâmetro; são misturas heterogêneas visíveis a olho nu. Exemplos: areia e água, água turva de uma represa e água e óleo.

Estudaremos, nesta unidade, algumas propriedades físicas da água e as modificações causadas quando é adicionado um soluto não volátil, formando uma solução. Entre essas propriedades, estão a temperatura de ebulição, a temperatura de congelamento e a pressão de vapor. Todas são classificadas como **propriedades coligativas**, pois são modificadas na presença de um soluto não volátil. Elas dependem apenas do número de partículas de soluto por molécula de solvente, e não da identidade do soluto.



Solução de água com sal.



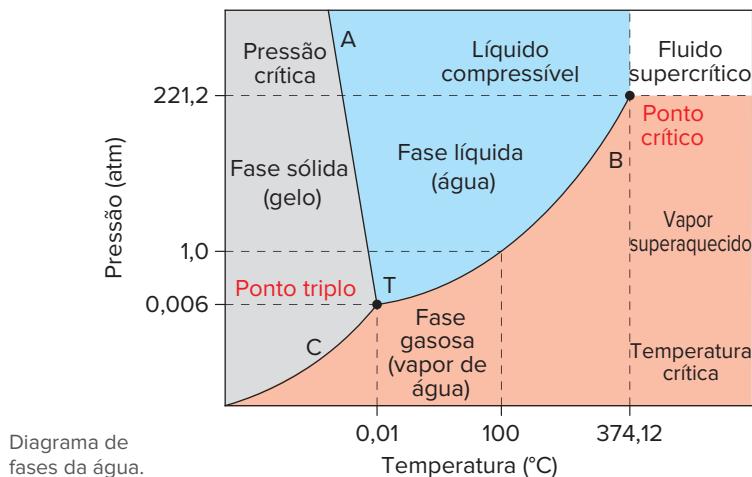
Mudanças de estado físico e diagrama de fases da água

Aquecermos água em uma panela, ela entra em **ebulição** a 100 °C ao nível do mar, sob pressão de 1 atm, formando bolhas. Uma poça de água seca após um dia de sol devido à **evaporação**. Após o preparo de um hambúrguer, a água da torneira muda bruscamente de temperatura ao atingir a chapa quente, mudança de estado físico conhecida como **calefação**. Ebulição, evaporação e calefação são exemplos de **vaporização**, transformação de uma substância do estado líquido para o estado gasoso. Quando queremos reduzir a temperatura de uma bebida, podemos acrescentar gelo, produzido a partir da **solidificação** da água. Se demorarmos para utilizar o gelo, a água sofrerá **fusão**, passando para o estado líquido. Se um copo com água e gelo ficar exposto à temperatura ambiente, após certo intervalo de tempo, observaremos gotículas de água em seu exterior, consequência da **condensação** do vapor de água presente no ar. Observe o esquema abaixo para recordar as características da água nos três estados físicos da matéria e relembrar os nomes de todas as mudanças de estado físico da matéria:



Lodo na água, um exemplo de suspensão. Na imagem, o lodo decantou com o repouso, pois é mais denso que a água.

O estado físico da água (assim como das demais substâncias puras) depende de dois fatores: pressão e temperatura. A água é gasosa acima de 100 °C, sólida abaixo de 0 °C e líquida nesse intervalo, considerando uma pressão atmosférica ao nível do mar (1 atm ou 760 mmHg). Alterando a pressão atmosférica, os valores das temperaturas de fusão e ebulição também serão alterados. Assim, analisando um **diagrama de fases**, podemos observar qual será o estado físico de uma substância quando submetida a determinados valores de pressão e temperatura. Veja:



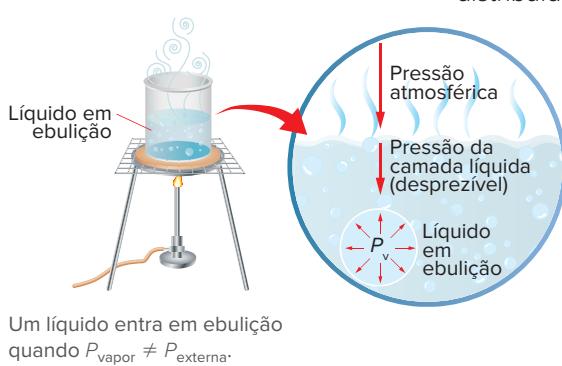
Analizando o diagrama, observamos três regiões: a região cinza identifica o estado sólido; a região azul, o estado líquido; a região vermelha, o estado de vapor de água. Um ponto localizado na região azul do diagrama indica que a água estará no estado líquido; já se o ponto estiver sobre a curva A, pode indicar a mudança do estado sólido para o estado líquido (fusão) ou do estado líquido para o sólido (solidificação). Note, ainda, no diagrama, a existência de um ponto que indica as condições em que podem existir, simultaneamente, gelo, água líquida e vapor de água, denominado ponto triplo (T). Além disso, a linha que separa as fases líquida e gasosa não continua indefinidamente e finaliza no chamado **ponto crítico**. Nesse estado (fluido supercrítico), as propriedades da água tornam-se completamente diferentes.

Temperatura de ebulição e pressão máxima de vapor

Quando colocamos água em uma panela com tampa de vidro e a levamos ao fogo, observamos o conteúdo da panela facilmente pela tampa no início do aquecimento. Com o avanço do aquecimento, passamos a ter dificuldade em enxergar o conteúdo, porque gotículas de água estão distribuídas na tampa. Essas gotículas tendem a aumentar até chegarem a uma quantidade máxima.

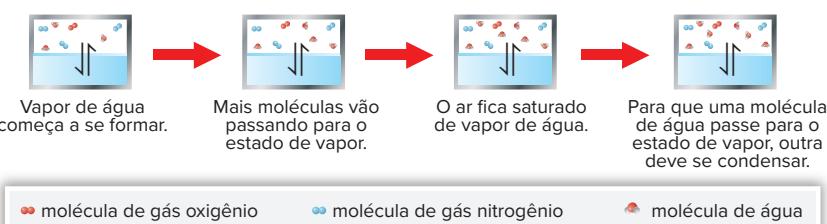
As gotículas surgem porque parte da água líquida mudou para o estado de vapor com o aquecimento, uma vez que a **temperatura de ebulição** da água foi atingida. Assim, podemos dizer que:

Um líquido entra em ebulição quando a pressão máxima de seus vapores (P_{vapor}) se iguala à pressão externa (pressão atmosférica local). A pressão máxima de vapor de determinada substância é a maior pressão que seus vapores exercem em dada temperatura.

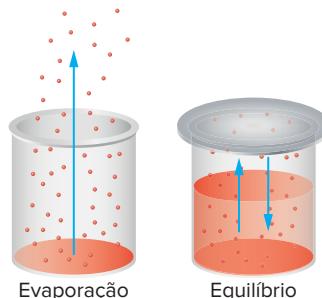


Em determinado instante, o número de moléculas que passou para o estado gasoso se iguala ao número de moléculas no estado líquido por unidade de tempo. O sistema atinge um estado de **equilíbrio dinâmico** entre o líquido e seus vapores.

Quando a quantidade de vapor dissolvido no ar atmosférico confinado atinge o seu valor máximo, damos o nome de **pressão máxima de vapor** à pressão parcial que é exercida por ele. Quanto maior for a pressão máxima de vapor de um líquido, mais **volátil** será o líquido, pois ele tende a evaporar facilmente.



Esquema de um recipiente fechado, no qual coexistem em equilíbrio os estados líquido e vapor de água.



Equilíbrio dinâmico entre o líquido e seus vapores.

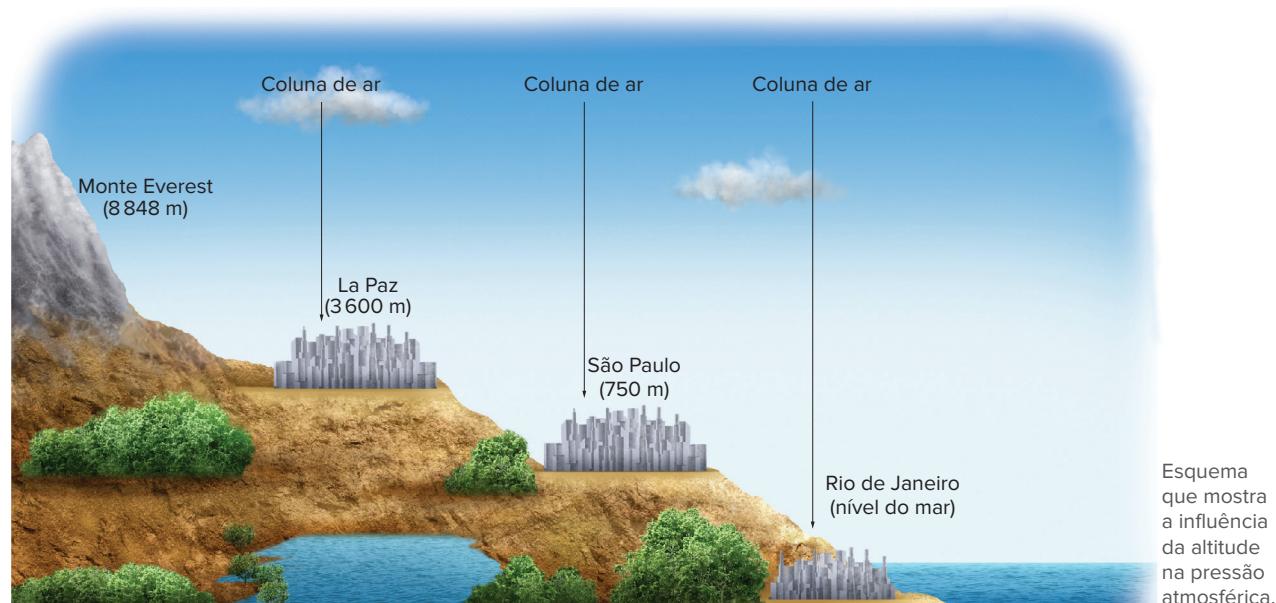
- **Volátil:** líquido com baixa temperatura de ebulição, passando facilmente para o estado gasoso em condições ambientais (25 °C e 1 atm).

Fatores que alteram a pressão máxima de vapor

A pressão máxima de vapor pode ser alterada pela temperatura e pela natureza do líquido. No entanto, ela **não é alterada pela quantidade de líquido**. Por exemplo, em um isqueiro a gás, o nível do líquido vai diminuindo conforme o uso do isqueiro, porém a pressão se mantém constante.

Influência da temperatura

A temperatura de ebulição de uma substância é influenciada pela pressão externa. Ao nível do mar (pressão de 760 mmHg ou 1 atm, como na cidade do Rio de Janeiro), a água ferve a 100 °C. Em locais de maior altitude, a pressão exercida pela coluna de ar é menor, sendo menor sua temperatura de ebulição. Na cidade de São Paulo – localizada a 750 metros de altitude –, a água ferve por volta de 97,7 °C; já na cidade de La Paz (Bolívia) – localizada a 3 600 metros de altitude –, a água entra em ebulição a 87 °C; e no Monte Everest – localizado a 8 848 metros –, ela ferve a 71 °C.



Esquema que mostra a influência da altitude na pressão atmosférica.



Como Funciona: A Panela de Pressão

Oficiencia

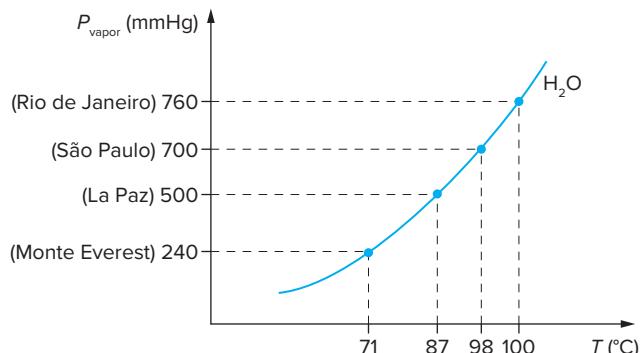
O professor de física da UFSCar Luiz Antônio de Oliveira Nunes aborda nesse vídeo o princípio de funcionamento da panela de pressão. Ele também traz curiosidades sobre tipos de panela de pressão desde sua invenção. O vídeo mostra, ainda, uma experiência que envolve esse utensílio.

Disponível em:

<https://www.youtube.com/watch?v=MQUzdOh8JHc>.

Acesso em: 3 ago. 2021.

Assim, ao variar a pressão externa, a temperatura de ebulição do líquido também muda. Considerando a água, o gráfico da pressão máxima de vapor em função da temperatura pode ser representado da seguinte forma:



Influência da altitude sobre à pressão de vapor e a temperatura de ebulição.

Assim, a água poderia ferver à temperatura ambiente desde que a pressão sobre ela diminua bastante.

Questão resolvida

1 UEL-PR Um estudante do Ensino Médio fez a seguinte pergunta ao professor: “É possível fazer a água entrar em ebulição em temperatura inferior à sua temperatura de ebulição normal (100 °C)? Para responder ao aluno, o professor colocou água até a metade em um balão de fundo redondo e o aqueceu até a água entrar em ebulição. Em seguida, retirou o balão do aquecimento e o tampou com uma rolha, observando, após poucos segundos, o término da ebulição da água. Em seguida, virou o balão de cabeça para baixo e passou gelo na superfície do balão, conforme a figura ao lado. Após alguns segundos, a água entrou em ebulição com o auxílio do gelo. O aluno, perplexo, observou, experimentalmente, que sua pergunta tinha sido respondida.

- A partir do texto e da figura, explique o que provocou a ebulição da água com o auxílio do gelo.
- O professor, mediante o interesse do aluno, utilizou o mesmo balão para fazer outro experimento. Esperou o balão resfriar até a temperatura de 25 °C e acrescentou uma quantidade de um sal ao balão até saturar a solução, sem corpo de fundo. A massa da solução aquosa salina foi de 200 g e, com a evaporação total da solução, obteve-se um resíduo salino no fundo do balão de 50 g.

A partir do texto, determine a solubilidade do sal em g/100 g de H₂O, na mesma temperatura analisada.



Resolução:

- Ao retirar o balão do aquecimento e fechá-lo com a rolha, houve a interrupção da ebulição, pois a pressão interna do balão impede as moléculas de água de mudarem de estado físico. Quando o fundo do balão entra em contato com o gelo, ocorre redução da pressão interna, devido à condensação das moléculas de água. Isso permite que as moléculas no estado líquido passem para o estado de vapor, mesmo que a temperatura seja menor que 100 °C.

- Teremos:

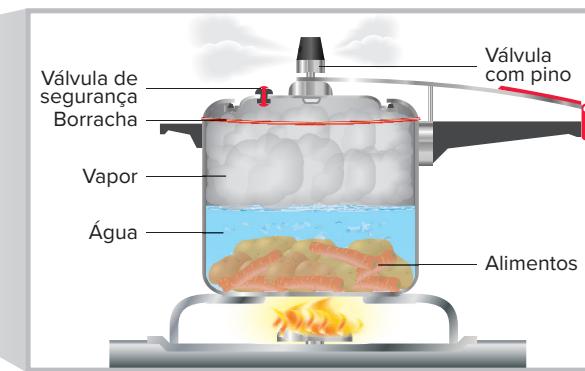
$$150 \text{ g de H}_2\text{O} \longrightarrow 50 \text{ g de sal}$$

$$100 \text{ g de H}_2\text{O} \longrightarrow x$$

$$x = 33,3 \text{ g}$$

Nas panelas de pressão, a pressão interna é superior a 1 atm, e a água ferve em temperaturas superiores a 100 °C. Assim, os alimentos ficam cozidos mais rapidamente. Esse tipo de panela apresenta uma borracha na tampa cuja função é vedar totalmente o sistema para que ele permaneça fechado, impedindo que o vapor de água formado no aquecimento escape para o exterior. Assim, a pressão interna da panela aumenta progressivamente até um limite no qual ela começa a empurrar a válvula com pino. Nesse instante, a pressão para de aumentar, pois o vapor formado em excesso passa a ser liberado por essa válvula.

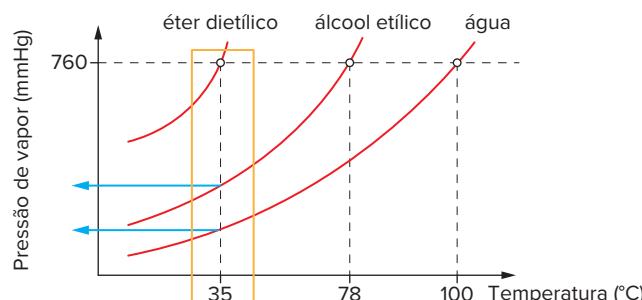
Javier Crespo/Shutterstock.com



A panela de pressão atinge temperaturas elevadas acima da temperatura de ebulação da água, fazendo com que o alimento seja cozido mais rapidamente.

Influência da natureza do líquido

Alguns líquidos evaporam mais rapidamente do que outros. Líquidos mais voláteis que a água evaporam mais facilmente, apresentando maior pressão de vapor e, ao considerar-se um gráfico da pressão máxima de vapor de água em função da temperatura, localizam-se acima da curva da água. Líquidos menos voláteis localizam-se abaixo da curva da água. Em um gráfico, basta traçarmos uma reta horizontal a partir da pressão atmosférica que encontraremos a temperatura de ebulação de uma substância.



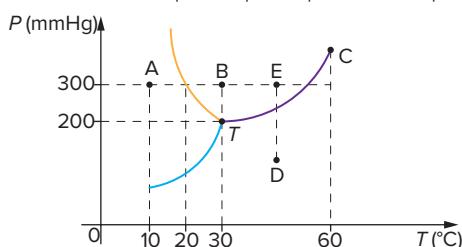
Variação da pressão de vapor em função da temperatura para diferentes substâncias.

As forças intermoleculares são determinantes na disposição dos líquidos no gráfico. Tanto o éter etílico (T.E. = 35 °C) quanto o álcool etílico (T.E. = 78 °C) são líquidos mais voláteis que a água (T.E. = 100 °C). No entanto, o éter apresenta interações intermoleculares do tipo dipolo permanente, que são menos intensas do que as ligações de hidrogênio presentes no álcool etílico. Quanto mais intensa for a interação intermolecular, mais fortemente as moléculas são atraídasumas pelas outras e menos volátil será o líquido. Observe que, no gráfico, à temperatura de 35 °C, a água apresenta menor pressão de vapor, e o éter maior pressão de vapor.



Aplicando conhecimentos

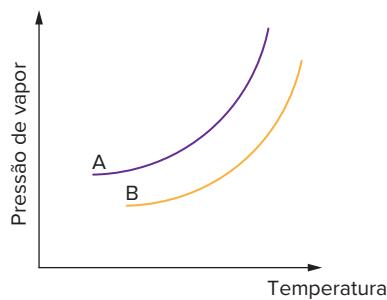
- 1** Identifique o estado físico ou a mudança de estado físico representada no diagrama de fases, nos pontos A, B, C, D e E, e indique o que representa o ponto T.



- 2** Quais são as três classificações dos sistemas dispersos? Dê duas características de cada um para diferenciá-los.

.....
.....
.....

- 3 UFRGS 2018** Observe o gráfico abaixo, referente à pressão de vapor de dois líquidos, **A** e **B**, em função da temperatura.



Considere as afirmações abaixo, sobre o gráfico.

- I. O líquido **B** é mais volátil que o líquido **A**.
- II. A temperatura de ebulição de **B**, a uma dada pressão, será maior que a de **A**.
- III. Um recipiente contendo somente o líquido **A** em equilíbrio com o seu vapor terá mais moléculas na fase vapor que o mesmo recipiente contendo somente o líquido **B** em equilíbrio com seu vapor, na mesma temperatura.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

- 4** Uma moradora da cidade de Campinas, localizada no estado de São Paulo, foi passar férias na casa de um amigo que mora em La Paz, na Bolívia. Ao preparar seu café da manhã em Campinas, ela deixaria o ovo cozinhar por 3 minutos em água fervente para adquirir a consistência desejada. La Paz está localizada a 3600 metros acima do nível do mar. A visitante deve deixar o ovo cozinhar por mais ou menos tempo em La Paz para que ele fique com a consistência à qual ela está acostumada? Justifique.

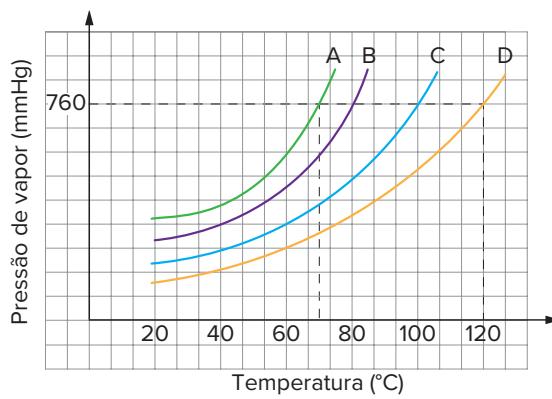
.....
.....
.....
.....
.....

CONSOLIDANDO SABERES

- 1 UEG-GO 2015** As propriedades físicas dos líquidos podem ser comparadas a partir de um gráfico de pressão de vapor em função da temperatura, como mostrado no gráfico hipotético a seguir para as substâncias A, B, C e D.

Segundo o gráfico, o líquido mais volátil será a substância:

- a) A
- b) B
- c) C
- d) D



2 Fuvest-SP 2020



Disponível em: <<https://www.boredpanda.com>>.

Em Xangai, uma loja especializada em café oferece uma opção diferente para adoçar a bebida. A chamada *sweet little rain* consiste em uma xícara de café sobre a qual é pendurado um algodão-doce, material rico em sacarose, o que passa a impressão de existir uma nuvem pairando sobre o café, conforme ilustrado na imagem.

O café quente é então adicionado na xícara e, passado um tempo, gotículas começam a pingar sobre a bebida, simulando uma chuva doce e reconfortante. A adição de café quente inicia o processo descrito, pois

Note e adote: Temperatura de fusão da sacarose à pressão ambiente = 186 °C;

Solubilidade da sacarose a 20 °C = 1,97 kg/L de água.

- a temperatura do café é suficiente para liquefazer a sacarose do algodão-doce, fazendo com que este goteje na forma de sacarose líquida.
- o vapor de água que sai do café quente irá condensar na superfície do algodão-doce, gotejando na forma de água pura.
- a sacarose que evapora do café quente condensa na superfície do algodão-doce e goteja na forma de uma solução de sacarose em água.
- o vapor de água encontra o algodão-doce e solubiliza a sacarose, que goteja na forma de uma solução de sacarose em água.
- o vapor de água encontra o algodão-doce e vaporiza a sacarose, que goteja na forma de uma solução de sacarose em água.

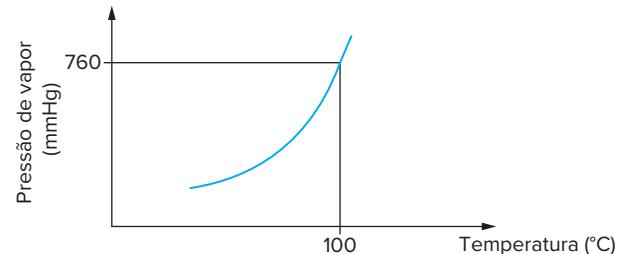
3 PUC-RS 2016 Quando se compara a água do mar com a água destilada, pode-se afirmar que a primeira, em relação à segunda, tem menor _____, mas maior _____.

- densidade – ponto de ebulição
- condutividade elétrica – densidade
- pressão de vapor – condutividade elétrica
- concentração de íons – ponto de ebulição
- ponto de congelação – facilidade de vaporização do solvente

4 Fasm-SP 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

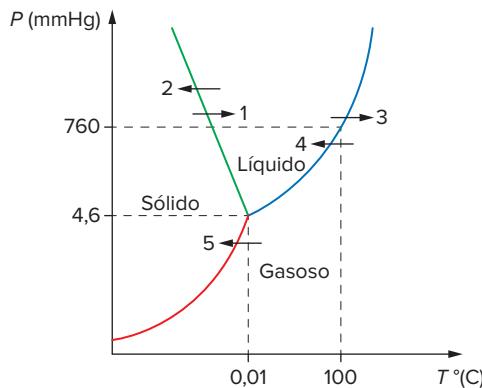
- a)** Esboce, no gráfico abaixo, as curvas de pressão de vapor relativas aos álcoois apresentados na tabela. Qual dos dois álcoois é o mais volátil?



- 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.

5 Unesp Entre 6 e 23 de fevereiro aconteceram os Jogos Olímpicos de Inverno de 2014. Dentre as diversas modalidades esportivas, o *curling* é um jogo disputado entre duas equipes sobre uma pista de gelo, seu objetivo consiste em fazer com que uma pedra de granito em forma de disco fique o mais próximo de um alvo circular. Vassouras são utilizadas pelas equipes para varrer a superfície do gelo na frente da pedra, de modo a influenciar tanto sua direção como sua velocidade. A intensidade da fricção e a pressão aplicada pelos atletas durante o processo de varredura podem fazer com que a velocidade da pedra mude em até 20% devido à formação de uma película de água líquida entre a pedra e a pista.

O gráfico apresenta o diagrama de fases da água.



(Tito Miragaia Peruzzo e Eduardo Leite do Canto. Química na abordagem do cotidiano, 2006. Adaptado.)

Com base nas informações constantes no texto e no gráfico, a seta que representa corretamente a transformação promovida pela varredura é a de número:

- a)** 3. **c)** 1.
b) 2. **d)** 4.

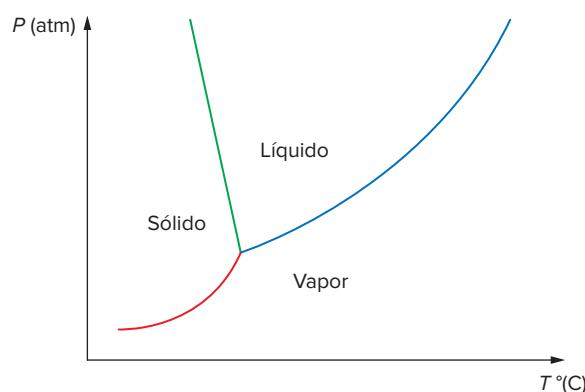
- e) 5.

- 6 Uece** A panela de pressão, inventada pelo físico francês Denis Papin (1647-1712) é um extraordinário utensílio que permite o cozimento mais rápido dos alimentos, economizando combustível.

Sobre a panela de pressão e seu funcionamento, pode-se afirmar corretamente que:

- a)** é uma aplicação prática da lei de Boyle-Mariotte.
 - b)** foi inspirada na lei de Dalton das pressões parciais.
 - c)** aumenta o ponto de ebulição da água contida nos alimentos.
 - d)** o vapor d'água represado catalisa o processo de coccção dos alimentos.

- 7 Fuvest-SP 2020** Em supermercados, é comum encontrar alimentos chamados de liofilizados, como frutas, legumes e carnes. Alimentos liofilizados continuam próprios para consumo após muito tempo, mesmo sem refrigeração. O termo “liofilizado”, nesses alimentos, refere-se ao processo de congelação e posterior desidratação por sublimação da água. Para que a sublimação da água ocorra, é necessária uma combinação de condições, como mostra o gráfico de pressão por temperatura, em que as linhas representam transições de fases.

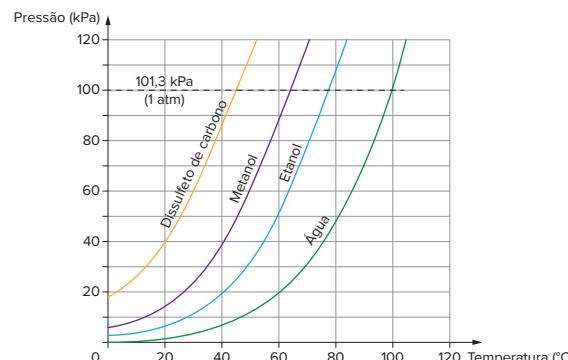


Apesar de ser um processo que requer, industrialmente, uso de certa tecnologia, existem evidências de que os povos pré-colombianos que viviam nas regiões mais altas dos Andes conseguiam liofilizar alimentos, possibilitando estocá-los por mais tempo.

Assinale a alternativa que explica como ocorria o processo de liofilização natural:

- a) A sublimação da água ocorria devido às baixas temperaturas e à alta pressão atmosférica nas montanhas.
 - b) Os alimentos, após congelados naturalmente nos períodos frios, eram levados para a parte mais baixa das montanhas, onde a pressão atmosférica era menor, o que possibilitava a sublimação.
 - c) Os alimentos eram expostos ao sol para aumentar a temperatura, e a baixa pressão atmosférica local favorecia a solidificação.
 - d) As temperaturas eram baixas o suficiente nos períodos frios para congelar os alimentos, e a baixa pressão atmosférica nas altas montanhas possibilitava a sublimação.
 - e) Os alimentos, após congelados naturalmente, eram prensados para aumentar a pressão, de forma que a sublimação ocorresse.

- 8 Falbe-SP 2016** O gráfico a seguir representa a pressão de vapor de quatro solventes em função da temperatura.



Ao analisar o gráfico foram feitas as seguintes observações:

Apesar de metanol e etanol apresentarem ligações de hidrogênio entre suas moléculas, o etanol tem maior temperatura de ebulição, pois sua massa molecular é maior do que a do metanol.

É possível ferver a água a 60 °C, caso essa substância esteja submetida uma pressão de 20 kPa.

Pode-se encontrar o dissulfeto de carbono no estado líquido a 50 °C, caso esteja submetido a uma pressão de 120 kPa.

Pode-se afirmar que:

- a) somente as afirmações I e II estão corretas.
- b) somente as afirmações I e III estão corretas
- c) somente as afirmações II e III estão corretas
- d) todas as afirmações estão corretas.

9 UFRGS 2016 Na gastronomia, empregam-se diversos conhecimentos provindos de diferentes áreas da química.

Considere os conhecimentos químicos listados no bloco superior abaixo e os processos relacionados à produção e conservação de alimentos, listados no bloco inferior.

Associe adequadamente o bloco inferior ao superior.

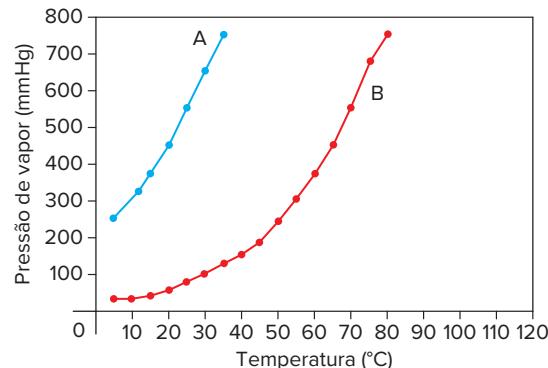
- | | |
|-------------------------------|-------------------------|
| 1. Propriedades coligativas | () Produção de charque |
| 2. Coloides | () Preparo de gelatina |
| 3. Emulsões | () Preparo de maionese |
| 4. Reversibilidade de reações | |

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

- a) 1, 2 e 3.
- b) 1, 2 e 4.
- c) 2, 3 e 4.
- d) 2, 1 e 3.
- e) 3, 4 e 2.

SUPERAÇÃO

Unicamp-SP 2020 O “Ebulidor de Franklin” é um brinquedo constituído de dois bulbos de vidro conectados por um tubo espiralado, preenchido com líquido colorido. Seu uso consiste em encostar a mão na base do bulbo inferior, fazendo com que o líquido seja aquecido e ascenda para o bulbo superior. Popularmente, a libido de uma pessoa é avaliada com base na quantidade de líquido que ascende. O sucesso de venda, obviamente, é maior quanto mais positivamente o brinquedo indicar uma “alta libido”. Abaixo apresenta-se um gráfico da pressão de vapor em função da temperatura para dois líquidos, A e B, que poderiam ser utilizados para preencher o “Ebulidor de Franklin”.



Considerando essas informações, é correto afirmar que a pressão no interior do brinquedo

- a) não se altera durante o seu uso, e o ebulidor com o líquido A teria mais sucesso de vendas.
- b) aumenta durante o seu uso, e o ebulidor com o líquido A teria mais sucesso de vendas.
- c) não se altera durante o seu uso, e o ebulidor com o líquido B teria mais sucesso de vendas.
- d) aumenta durante o seu uso, e o ebulidor com o líquido B teria mais sucesso de vendas.

Outras propriedades coligativas



SjNeeKan/Shutterstock.com

O etilenoglicol é utilizado como aditivo em sistemas de arrefecimento de automóveis, aumentando a temperatura de ebulição da água e diminuindo a temperatura de congelamento, além de evitar a corrosão do sistema.

Sistema de arrefecimento

O que é? Para que serve?

O sistema de arrefecimento é responsável por manter o carro a uma temperatura ideal de funcionamento – sempre na faixa dos 90° Celsius. [...] O sistema é composto por mangueiras, radiador, ventoinha, bomba d’água, vaso de expansão, válvula termostática e, no meio de tudo isso, um líquido, que deve ser composto 50% por água desmineralizada e 50% por aditivo a base de etilenoglicol. [...]

Como funciona?

O líquido percorre a parte interna do motor, sem entrar em contato com seus componentes de combustão, até chegar ao radiador. Por lá, a mistura, que ficou quente, transfere o seu calor para o ar. Toda essa movimentação é feita através de mangueiras e quem controla esse fluxo é a válvula termostática: ela bloqueia a “água” quando o motor esfria e libera quando o motor ultrapassa determinada temperatura. Quem coloca o líquido em movimento pelo sistema é a bomba d’água. Quando o carro está desligado, todo o líquido fica alojado no vaso de expansão (que é a peça plástica que você usa para checar se o nível do líquido está correto). A ventoinha também ajuda a retirar o calor do motor, direcionando ar para dentro do motor exatamente como um ventilador.

[...]

FERREIRA, Michelle. "Autoajuda: sistema de arrefecimento". *Revista Autoesporte*, 1º maio 2015. Disponível em: <<https://autoesporte.globo.com/carros/columnistas/post-coluna/2015/05/autoajuda-sistema-de-arrefecimento.html>>. Acesso em: 3 ago. 2021.

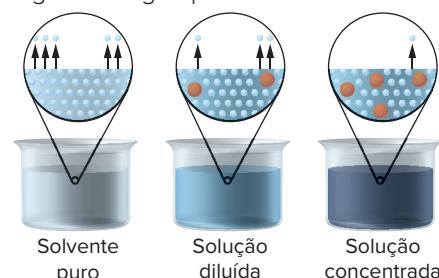
- Por que, em países que enfrentam invernos rigorosos, é comum jogar sal de cozinha na neve que se deposita sobre calçadas e estradas?
- Você já deve ter provado algum doce em compota de frutas, como laranja, abóbora e figo. Nesses doces, a fruta costuma ter durabilidade muito maior. Que propriedade coligativa explica esse processo?

💡 Neste capítulo, serão abordadas as habilidades **EM13CNT301**, **EM13CNT302** e **EM13CNT306**.

• Tonoscopia

A **tonoscopia** (ou **tonometria**) é uma propriedade coligativa na qual observamos o abaixamento da pressão máxima de vapor de um líquido pela dissolução de um soluto não volátil, devido à queda da taxa de evaporação do solvente.

Observe as imagens a seguir para analisarmos o efeito da tonoscopia:



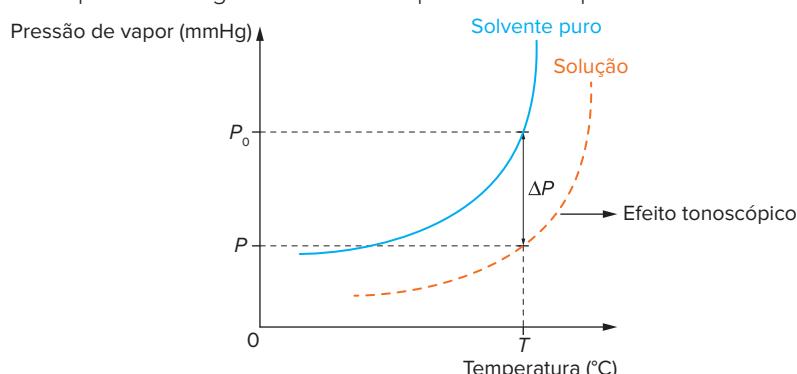
As moléculas de solvente estão representadas pelas esferas azuis, e as moléculas do soluto, pelas esferas laranjas.

No primeiro bêquer, observamos que o solvente evapora conforme sua temperatura de ebulação é atingida, o que está representado na imagem pelas setas pretas.

No segundo bêquer, ocorreu adição de um soluto não volátil ao solvente, dificultando a sua evaporação, o que é representado pelo número menor de setas na segunda imagem.

No terceiro bêquer, adicionou-se mais soluto (observe o aumento do número de bolinhas laranjas), deixando a solução mais concentrada e dificultando ainda mais a evaporação, novamente indicada pela redução no número de setas. Quanto maior a concentração do soluto, maior será o efeito coligativo causado e menor será a pressão de vapor da água.

Esse fenômeno ocorre porque, em uma substância pura no estado líquido, a sua superfície apresenta apenas partículas dessa substância, e, com isso, a probabilidade de escape dessas partículas para a fase gasosa é a mesma em toda a superfície. No entanto, ao se adicionar um soluto não volátil a esse líquido, a solução passa a ter partículas do soluto na superfície, o que diminui a probabilidade de escape de partículas do solvente para a fase gasosa e reduz a pressão de vapor do solvente.



Diminuição da pressão de vapor do solvente puro (P_0) com a adição de um soluto não volátil (P).

A tonoscopia pode ser observada quando adicionamos um soluto como o sal cloreto de sódio (NaCl) na água. Com essa adição, a pressão máxima de vapor da água na solução passa a ser inferior à pressão máxima de vapor da água pura. As partículas de soluto dificultam o escape das moléculas de água do sistema, diminuindo o número de moléculas que passam para o estado gasoso em dado intervalo de tempo, reduzindo a pressão de vapor da água no recipiente.

Fique ligado!

Um líquido entra em **ebulição** quando a pressão máxima de seu vapor (P_{vapor}) se iguala à pressão externa (pressão atmosférica local).

Fique ligado!

A **tonoscopia** avalia a mudança da pressão de vapor de um solvente e de suas soluções a uma temperatura constante, enquanto a **ebulioscopia**

avalia a mudança da temperatura de ebulação de um solvente e de suas soluções a uma pressão de vapor constante.

Discussão em sala

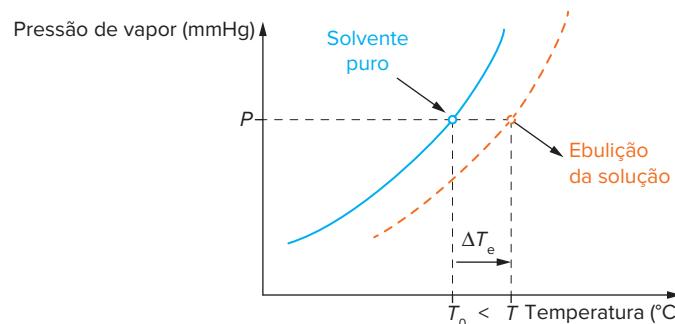
Em janeiro de 2020, diversas reportagens foram feitas a respeito de um lote de cervejas de uma fábrica de Belo Horizonte após alguns casos de contaminação e, até mesmo, de morte de pessoas após sua ingestão.

É comum a utilização de um líquido viscoso, que passa por uma serpentina, dentro ou fora dos tonéis de cerveja, para resfriar a bebida. O procedimento não faz com que a bebida congele, e esse líquido não entra em contato com a cerveja no processo de resfriamento. Utiliza-se o etilenoglicol (ou monoetilenoglicol, de fórmula HO—CH₂—CH₂—OH, cuja nomenclatura, segundo a IUPAC, é etano-1,2-diol) nesse processo de resfriamento. Resultados de análises também indicaram a presença de dietilenoglicol (de fórmula estrutural HO—CH₂—CH₂—OCH₂—CH₂—OH e nomenclatura, segundo a IUPAC, 2,2'-oxibiseta-1-ol) na cerveja, uma substância não utilizada em processos de resfriamento envolvendo alimentos. Ambos contêm o grupo etileno (—CH₂—CH₂—), porém, no dietilenoglicol, ele ocorre duas vezes.

Pesquise e traga suas anotações para discutir em sala:
Por que é necessária a adição de um anticongelante no processo?
Para os seres humanos, quais são as principais consequências da ingestão dessas substâncias?

Ebulioscopia

A **ebulioscopia** (ou **ebuliometria**) é uma propriedade coligativa, na qual observamos a elevação da temperatura de ebulação de um líquido por meio da adição de um soluto não volátil. A presença do soluto torna o solvente menos volátil, como se o soluto “atrapalhasse” a ebulação do solvente.



Aumento da temperatura de ebulação do solvente puro (P_0) com a adição de um soluto não volátil (P).

Observando o gráfico, é possível concluir que, em determinada temperatura, a pressão de vapor do solvente em uma solução com soluto não volátil é menor que a pressão de vapor do solvente puro. Esse fenômeno ocorre, porque a energia necessária para evaporar o solvente é maior na solução, uma vez que as partículas de soluto reduzem a probabilidade de escape, ou seja, a evaporação das partículas de solvente.

Crioscopia

A **crioscopia** (ou **criometria**) é uma propriedade coligativa na qual observamos o abaixamento da temperatura de congelamento de um líquido por meio da adição de um soluto não volátil.

No gráfico abaixo, que representa o diagrama de fases da água, podemos observar que a curva referente à solução encontra-se abaixo do solvente puro.

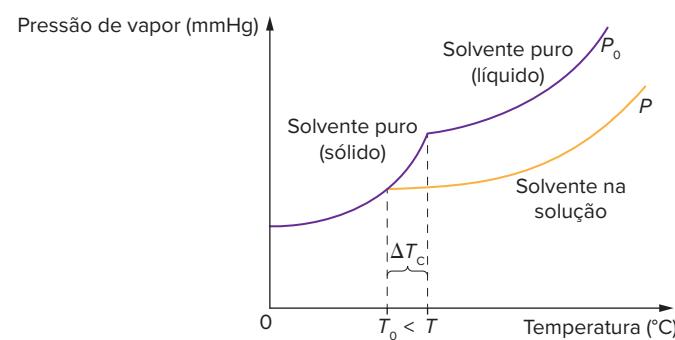


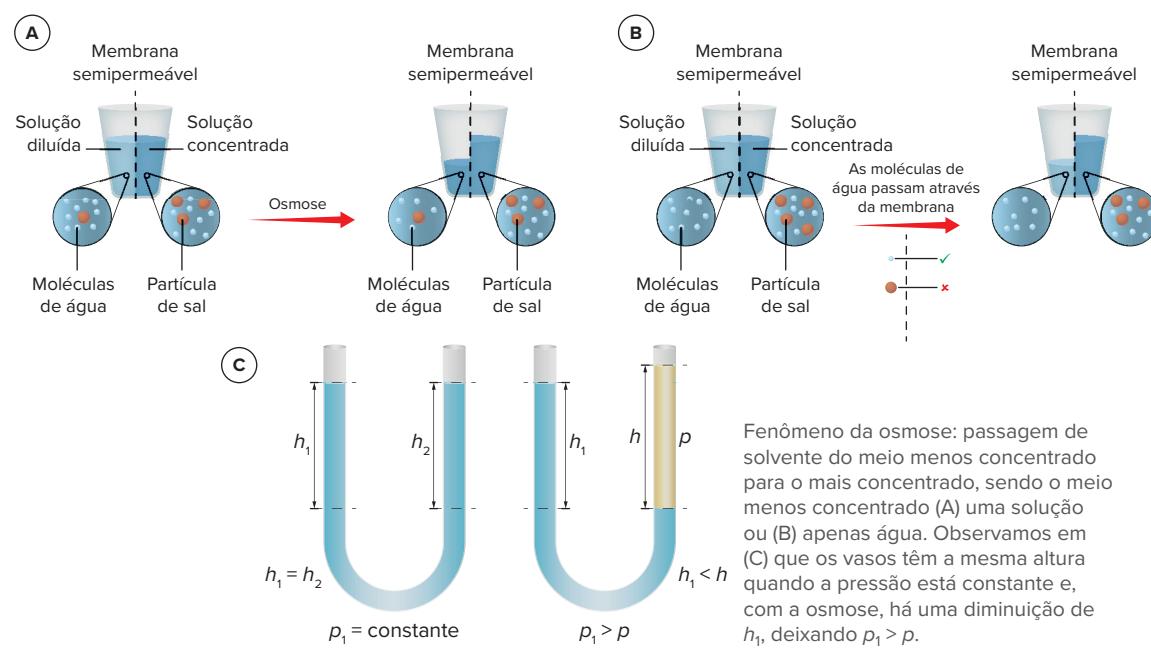
Diagrama de fases do solvente e da solução.

Osmometria

Para o entendimento da osmometria, primeiramente vamos definir o conceito de **osmose**: passagem de **solvente** do **meio** menos concentrado (**hipotônico**) para o **meio** mais concentrado (**hipertônico**) através de uma **membrana semipermeável**. O meio hipotônico pode ser uma solução mais diluída ou apenas água. Haverá uma diminuição de volume nesse meio e um aumento de volume no meio hipertônico.

As membranas semipermeáveis recebem esse nome porque apresentam ação seletiva quanto ao tipo de substância que pode atravessá-las. Elas podem ser compostas de tecidos artificiais, como papel celofane e pergaminho, ou de tecidos orgânicos, como a membrana plasmática das células, a película do ovo de galinha, a bexiga urinária, entre outros.

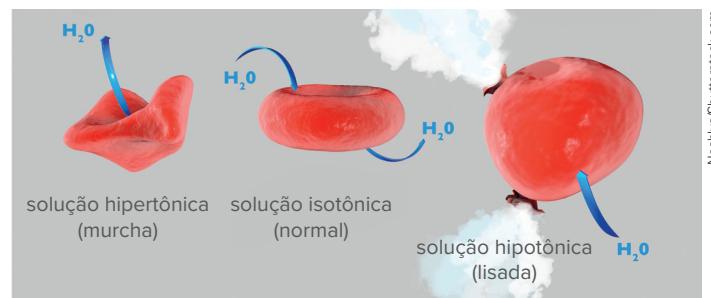
Considere, como exemplo, o sistema abaixo, formado por soluções de água e sal e uma membrana semipermeável. Nele, há um movimento espontâneo mais acentuado de moléculas de água da esquerda para a direita até que as concentrações das soluções se igualam.



A capacidade que cada solvente apresenta de atravessar uma membrana semipermeável está relacionada à sua pressão de vapor. Dados experimentais mostram que, quanto maior a pressão de vapor do solvente, maior será sua tendência de atravessar uma membrana semipermeável.

Em Biologia vemos que...

...a membrana plasmática das células é semipermeável, permitindo que ocorra osmose. Dessa forma, o soro fisiológico, utilizado em hospitais para aplicação intravenosa, deve ter concentração equivalente a uma solução de 0,9% de cloreto de sódio, a mesma pressão osmótica que o sangue e as hemácias, ou seja, uma solução isotônica. Qualquer desequilíbrio pode causar danos às hemácias: utilizando água destilada (meio hipotônico) ocorre grande entrada de água nas células, o que pode levar ao rompimento da membrana plasmática, processo conhecido como “lise” celular, e à morte da hemácia. Ao se empregar uma solução saturada de cloreto de sódio (meio hipertônico), no entanto, ocorre diminuição de volume, retração da célula e, provavelmente, a morte dela.



Esquema dos efeitos da osmose em hemácias.

Questão resolvida

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

Uma solução injetável foi preparada de modo inadequado, pois, ao entrar na corrente sanguínea, promoveu o inchamento e a ruptura dos glóbulos vermelhos. A solução é, portanto, _____ em relação ao soro sanguíneo, e a concentração de soluto é _____ àquela que deveria ter sido preparada.

- a) hipotônica – superior
- b) hipotônica – inferior
- c) isotônica – superior

- d) hipertônica – superior
- e) hipertônica – inferior

Resolução:

Alternativa B.

A solução hipotônica é menos concentrada e, consequentemente, sua pressão de vapor é maior.



Ciência Explica – "Por que os peixes de água salgada não sobrevivem em água doce?"

ClickCiência UFSCar

Um peixe que vive em água doce pode viver normalmente em água salgada? Assista ao vídeo para conferir a resposta.

Disponível em:

<<https://www.youtube.com/watch?v=Hs2xqVRMWds>>.

Acesso em: 3 ago. 2021.

Pressão osmótica

A pressão osmótica (π) é a pressão exercida sobre a solução mais concentrada para impedir que a osmose ocorra. Adapta-se um êmbolo ao vaso da solução para interromper a osmose.



Esquema geral do funcionamento da pressão osmótica.

A **osmometria** estuda o aumento da pressão osmótica de um líquido, quando a ele é adicionado um soluto não volátil. Para calcular a pressão osmótica, utilizamos uma equação matemática proposta pelo químico neerlandês Jacobus Henricus van't Hoff (1852-1911):

$$\pi = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T \text{ ou } \pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$$

Em que:

M : concentração em mol/L;

R : constante universal dos gases ideais;

T : temperatura (em K);

i : fator de Van't Hoff ou fator de correção.

Segundo Van't Hoff, a pressão osmótica, em soluções diluídas, é diretamente proporcional à concentração em mol/L da solução e à temperatura, assim como ocorre na equação dos gases perfeitos, proposta pelo engenheiro civil e físico-químico francês Benoît-Pierre-Émile Clapeyron (1799-1864). Veja:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Substituindo P por π , teremos

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \pi = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow \pi = M \cdot R \cdot T$$

Experimento

Osmose

O experimento tem como objetivo compreender o processo de osmose e a importância da ingestão do soro caseiro em casos de diarreia.

Materiais

- 1 batata tipo inglesa;
- 1 recipiente plástico de 250 mL (caneca de plástico);
- água destilada (vendida em farmácias);
- 1 rolo de filme de PVC;
- 1 copo plástico de café;
- 1 seringa hipodérmica esterilizada de 1 mL (vendida em farmácias);
- 1 colher de chá;
- açúcar (cristal ou refinado);
- 1 haste flexível sem o algodão nas pontas;
- corante alimentício vermelho.

Obs.: todos os materiais podem ser visualizados na figura a seguir.

Procedimento



Material necessário para o experimento de demonstração do processo de osmose.

- Tome a seringa e corte a sua ponta, de tal modo que ela possa ser usada como um fura-rolhas.
- Faça um orifício em uma batata do tipo inglesa com o auxílio da seringa (fura-rolhas). Tome o devido cuidado para não romper o tubérculo. O orifício formado deve ter uma profundidade adequada, isto é, a metade do comprimento da haste flexível de plástico.

- Corte uma tira do filme de PVC de aproximadamente 30 cm de comprimento e 3 cm de largura.
- Pegue uma haste flexível, retire o algodão das pontas e envolva a parede central externa com o filme de PVC.
- Dissolva em 30 mL de água, contidos em um copo plástico de café, uma colher de chá de açúcar (aproximadamente 3,5 g) e uma pequena quantidade do corante de alimento vermelho (aproximadamente 1,2 g). Transfira a solução para o orifício feito na batata.
- Tampe o orifício com a haste flexível revestida com o filme de PVC.
- Coloque a batata em um copo contendo água de torneira (ou, preferencialmente, água destilada) e deixe em repouso de 3 a 6 h.

VIEIRA, Heberth J.; FIGUEIREDO-FILHO, Luiz C. S. de; FATIBELLO-FILHO, Orlando. "Um experimento simples e de baixo custo para compreender a osmose". Química Nova na Escola. São Paulo, n. 26, p. 41-2, nov. 2007. Disponível em: <<http://qnesc.sqb.org.br/online/qnesc26/v26a11.pdf>>. Acesso em: 3 ago. 2021. (Adapt.).

- 1 Como a ingestão de soro caseiro ajuda na contenção da diarreia?

.....
.....
.....
.....

- 2 O que podemos observar após a realização do experimento?

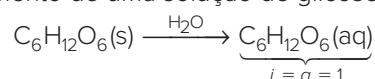
.....
.....
.....
.....

Fator de Van't Hoff

Na equação proposta por Van't Hoff, existe um fator de correção (representado por i) que deve ser levado em conta quando temos uma solução. **As propriedades coligativas dependem do número de partículas dispersas em solução.**

Assim, para **soluções moleculares**, sempre teremos uma única partícula dispersa (representada por q ; logo $q = 1$) em solução, uma vez que não formam íons (exceto os ácidos).

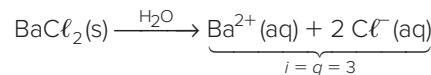
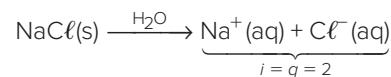
Observe, por exemplo, o comportamento de uma solução de glicose em água:





Já para **soluções iônicas**, sempre teremos $q > 1$, pois ocorre dissociação iônica quando a substância entra em contato com a água.

Observe, por exemplo, o comportamento de soluções de cloreto de sódio e cloreto de bário em água:



Até agora, estamos considerando soluções que estão totalmente ionizadas, ou seja, que apresentam grau de ionização (α) igual a 100%. No entanto, sabemos que, na prática, elas nem sempre estarão 100% ionizadas, o que interfere no fator de Van't Hoff.

Vamos utilizar, como exemplo, uma solução de ácido sulfúrico 85% ionizada. Teremos:

	H_2SO_4	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	2H^+	$+$	SO_4^{2-}
Início	100		0		0
Ionização	85		$2 \cdot 85$		85
Final	15		170		85

Analisando a tabela, podemos concluir que, de cada 100 moléculas de H_2SO_4 inicialmente utilizadas, 15 permanecem sem sofrer ionização, e 255 se ionizam, totalizando 270 partículas em solução aquosa, aumentando 2,7 vezes o efeito coligativo para essa solução, e não 3,0 vezes, como seria previsto para uma solução com grau de ionização 100%.

Podemos generalizar uma fórmula para calcularmos o grau de ionização para moléculas que não estão 100% ionizadas. Admitindo uma molécula genérica como C_xA_y , teremos:

	C_xA_y	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	$x \text{C}^{y+}$	$+$	$y \text{A}^{x-}$
Início	1		0		0
Ionização	$1 - \alpha$		$x \cdot \alpha$		$y \cdot \alpha$
Final	$1 - \alpha$		$x \cdot \alpha$		$y \cdot \alpha$

O fator de correção (i) de Van't Hoff será:

$$i = 1 - \alpha + x\alpha + y\alpha \Rightarrow i = 1 + \alpha(-1 + x + y) \quad [1]$$

Para esse composto genérico, admitimos q como:

$$q = x + y \quad [2]$$

Substituindo 2 em 1, teremos:

$$i = 1 + \alpha(q - 1)$$

É possível comparar o efeito coligativo que duas ou mais soluções terão sobre um solvente analisando apenas o fator de correção de Van't Hoff, desde que apresentem a mesma concentração em mol/L. Caso elas tenham concentrações diferentes, devemos encontrar um critério de comparação (representado por x), que é obtido multiplicando-se o fator de correção de Van't Hoff pela concentração em mol/L de cada solução. Veja:

$$x = m \cdot \alpha$$

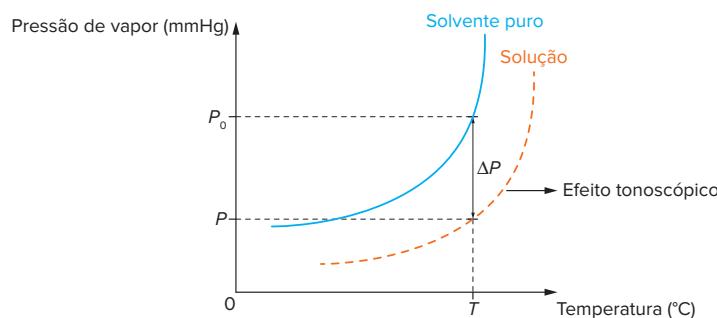
Quanto maior o valor de x , maior o efeito coligativo gerado, ou seja:

- menor será a pressão de vapor da solução;
- maior será a pressão osmótica da solução;
- menor será a temperatura de congelamento da solução;
- maior será a temperatura de ebulação da solução.

Lei de Raoult para as propriedades coligativas

O físico-químico francês François Marie Raoult (1830-1901) realizou diversos estudos relacionados às propriedades coligativas, criando leis representadas por equações matemáticas.

Para a **tonoscopia**, Raoult afirma que **o abaixamento relativo da pressão máxima de vapor de um líquido é aproximadamente igual à fração molar do soluto (X_1)**.



Análise quantitativa do abaixamento da pressão máxima de vapor.

No 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 (sendo a diferença sempre entre a maior e a menor pressão).

Pelo enunciado da Lei de Raoult, teremos:

$$\frac{\Delta P}{P_0} \cong X_1, \text{ em que } X_1 = \frac{n_1}{n}$$

Quando a solução é bem diluída, a quantidade de matéria do soluto (n_1) é pequena, e como $n = n_1 + n_2$, podemos reduzir a $n \cong n_2$. Assim:

$$X_1 \cong \frac{n_1}{n_2} \Rightarrow X_1 \cong \frac{m_1 \cdot M_2}{m_2 \cdot M_1}$$

Multiplicando o numerador e o denominador por 1 000 e fazendo o arranjo dos termos, teremos:

$$X_1 \cong \underbrace{\frac{M_2}{1000}}_{K_T} \underbrace{\frac{1000 \cdot m_1}{M_1 \cdot m_2}}_W$$

Na expressão, temos:

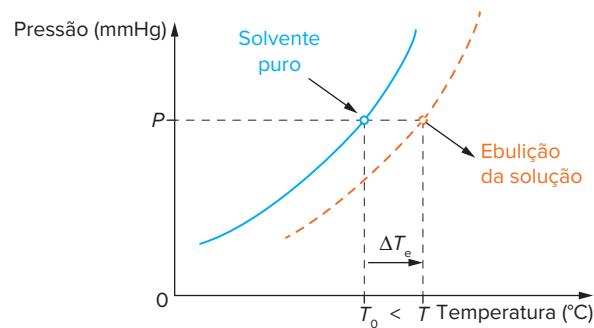
- K_T : constante tonoscópica;
- W : molalidade, sendo $W = \frac{n_1(\text{mol})}{m_2(\text{Kg})}$.

Logo:

$$X_1 \cong K_T \cdot W \text{ ou } \frac{\Delta P}{P_0} \cong K_T \cdot W$$

Observe que a constante tonoscópica depende da natureza do solvente e independe do tipo de partícula (sólido) dissolvida. O mesmo ocorre com a ebullioscopia e a crioscopia.

Para a **ebulioscopia**, teremos:



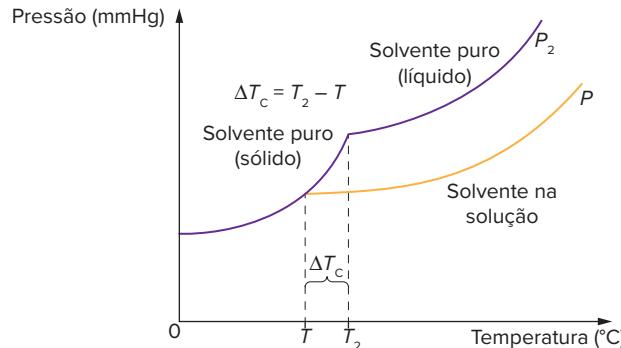
Análise quantitativa da variação da temperatura de ebulação.

$$\Delta T_e = K_e \cdot W \cdot i$$

Sendo:

- ΔT_e : aumento da temperatura de ebulação (sendo a diferença sempre entre a maior e a menor temperatura);
- K_e : constante ebulioscópica;
- W : molalidade;
- i : fator de correção de Van't Hoff.

Para a **crioscopia**, teremos:



Análise quantitativa da variação da temperatura de congelamento.

$$\Delta T_c = K_c \cdot W \cdot i$$

Sendo:

- ΔT_c : diminuição da temperatura de congelamento (sendo a diferença sempre entre a maior e a menor temperatura);
- K_c : constante crioscópica;
- W : molalidade;
- i : fator de correção de Van't Hoff.

Aplicando conhecimentos

- 1 Explique quais são as propriedades coligativas envolvidas no sistema de arrefecimento de automóveis com etilenoglicol.

.....
.....
.....
.....

- 2 Antigamente, uma prática comum para armazenar carnes era salgá-las. Explique o conceito envolvido e diga o nome da propriedade coligativa que explica a técnica utilizada.

.....
.....
.....
.....

- 3 Comparando três soluções, todas com a mesma concentração em mol/L, coloque-as em ordem crescente de temperatura de ebulação: $C_{12}H_{22}O_{11}$, $AgNO_3$ e $MgBr_2$.

.....
.....
.....

- 4 Comparando as mesmas soluções do exercício anterior, porém com concentrações diferentes: 0,1 mol/L, 0,5 mol/L e 0,8 mol/L, a ordem crescente de temperatura de ebulação seria a mesma?

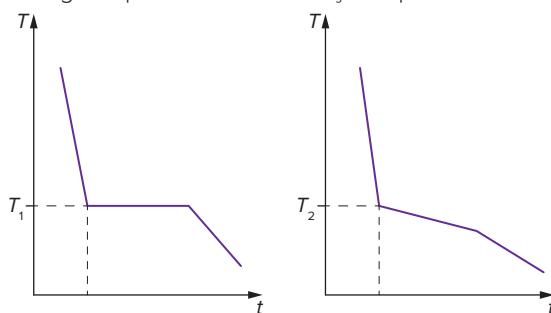
.....
.....

5 **PUC-RS** Tanto distúrbios intestinais graves quanto a disputa em uma maratona podem levar a perdas importantes de água e eletrólitos pelo organismo. Considerando que essas situações exigem a reposição cuidadosa de substâncias, um dos modos de fazê-lo é por meio da ingestão de soluções isotônicas. Essas soluções:

- a) contêm concentração molar de cloreto de sódio igual àquela encontrada no sangue.
- b) contêm massa de cloreto de sódio igual à massa de sacarose em dado volume.
- c) têm solvente com capacidade igual à do sangue para passar por uma membrana semipermeável.
- d) apresentam pressão osmótica igual à pressão atmosférica.
- e) apresentam pressão osmótica igual à da água.

CONSOLIDANDO SABERES

- 1 **UFRGS 2017** As figuras abaixo representam a variação da temperatura, em função do tempo, no resfriamento de água líquida e de uma solução aquosa de sal.



Considere as seguintes afirmações a respeito das figuras.

- I. A curva da direita representa o sistema de água e sal.
 - II. $T_1 = T_2$.
 - III. T_2 é inferior a 0 °C.
- Quais estão corretas?
- a) Apenas I.
 - b) Apenas II.
 - c) Apenas III.
 - d) Apenas I e III.
 - e) I, II e III.

- 2 **Unicamp-SP 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 ebulação, 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 ebulação, a uma temperatura mais elevada que a da água pura.

- c) tanto a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol quanto a sua ebulação devem começar em temperaturas mais baixas que as da água pura.

- d) tanto a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol quanto a sua ebulação devem começar em temperaturas mais altas que as da água pura.

- 3 **Unicamp-SP 2020** Em 2020, o Brasil foi impactado com a notícia de que muitas pessoas haviam se contaminado ao ingerir cerveja. Como se apurou mais tarde, a bebida havia sido contaminada por dietilenoglicol. O fabricante argumentou que havia comprado monoetilenoglicol, e que o dietilenoglicol chegou ao produto por contaminação ou por engano. A respeito desse episódio, pode-se afirmar que, se o dietilenoglicol, que estava dissolvido em água, fosse utilizado no sistema de

- a) resfriamento na linha de produção de cerveja, esse material poderia ser substituído por etanol, mas não por sal de cozinha.
- b) aquecimento na linha de produção de cerveja, esse material poderia ser substituído por etanol.
- c) resfriamento na linha de produção de cerveja, esse material poderia ser substituído por sal de cozinha.
- d) aquecimento na linha de produção de cerveja, esse material poderia ser substituído por etanol, mas não por sal de cozinha.

- 4 **Uece 2018** O propanotriol, presente em alimentos industrializados, é também usado como umectante, solvente e amaciante. Utilizando-se a constante ebullioscópica da água 0,512 °C · kg/mol é correto afirmar que o ponto de ebulação de 18,4 g de propanotriol dissolvidos em 500 g de água é, aproximadamente,

Dados: C = 12; H = 1; O = 16.

- a) 100,14 °C c) 100,60 °C
b) 100,20 °C d) 100,79 °C

5 Unesp 2018 A concentração de cloreto de sódio no soro fisiológico é 0,15 mol/L. Esse soro apresenta a mesma pressão osmótica que uma solução aquosa 0,15 mol/L de:

- a) sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$
b) sulfato de sódio, Na_2SO_4
c) sulfato de alumínio, $Al_2(SO_4)_3$
d) glicose, $C_6H_{12}O_6$
e) cloreto de potássio, KCl

6 Cefet-MG O Mar Morto corresponde a uma grande extensão de águas localizadas entre Israel e a Jordânia e apresenta alto teor salino, em torno de 300 g de sal por litro de água, inviabilizando a vida marinha. Essa característica é responsável pelo fato de suas propriedades serem distintas daquelas pertencentes à água pura, como, por exemplo,

- a) maior pressão de vapor.
b) menor pressão osmótica.
c) maior temperatura de fusão.
d) menor condutibilidade elétrica.
e) maior temperatura de ebulação.

7 Uece 2016 O soro fisiológico e a lágrima são soluções de cloreto de sódio a 0,9% em água, sendo isotônicos em relação às hemácias e a outros líquidos do organismo. Considerando a densidade absoluta da solução 1 g/mL a 27 °C, a pressão osmótica do soro fisiológico será aproximadamente:

Dados: Na = 23; Cl = 35,5;
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

- a) 10,32 atm. c) 8,44 atm.
b) 15,14 atm. d) 7,57 atm.

8 Uece 2017 O ponto de ebulação do etanol em determinadas condições é 78,22 °C. Ao dissolver um pouco de fenol no etanol, um estudante de química produziu uma solução com ponto de ebulação 78,82 °C, nas mesmas condições. Sabendo-se que o etanol tem $K_e = 1,2 \text{ }^{\circ}\text{C} \cdot mol \cdot kg^{-1}$ pode-se afirmar corretamente que a molalidade da solução é:

- a) 0,25 M c) 0,50 M
b) 0,30 M d) 0,60 M

9 UFRGS 2019 A água é fundamental para a vida conhecida na Terra, de modo que a busca de planetas habitáveis ou com vida normalmente envolve, entre outros aspectos, a procura pela existência de água. Considere as afirmações abaixo, a respeito da água na biosfera.

- I. A água é decomposta em oxigênio e hidrogênio, através da respiração dos peixes.
II. A água do mar é inadequada ao consumo humano devido à sua alta pressão osmótica.

III. Águas quentes possuem maior quantidade dissolvida de gás carbônico.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I. d) Apenas II e III.
b) Apenas II. e) I, II e III.
c) Apenas III.

10 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 fervor 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 ebulação 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 ambientais, 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.

11 Udesc 2019 Um aluno de química encontrou 5 frascos na bancada do laboratório. Os frascos seriam utilizados em um experimento sobre propriedades coligativas e apresentam descrições de acordo com a tabela abaixo:

FRASCO	IDENTIFICAÇÃO
1	Solução de HCl 0,1 mol/L
2	Solução de Glicose 0,5 mol/L
3	Solução de MgCl ₂ 0,1 mol/L
4	Solução de KCl 0,2 mol/L
5	Solução de CaCl ₂ 0,2 mol/L

Analisando a descrição dos frascos, o aluno chegou à conclusão de que a ordem crescente de temperatura de congelamento das soluções é:

- a) 2 < 1 < 4 < 5 < 3 d) 5 < 2 < 4 < 3 < 1
b) 1 < 3 < 4 < 2 < 5 e) 4 < 5 < 1 < 3 < 2
c) 1 < 4 < 5 < 3 < 2

No ENEM é assim

As questões selecionadas nesta seção são prioritariamente do Enem, mas questões de vestibulares diversos que apresentam características semelhantes aos itens do referido exame também foram usadas como recurso para estudo.

1 Enem 2017 Na Idade Média, para elaborar preparados a partir de plantas produtoras de óleos essenciais, as coletas das espécies eram realizadas ao raiar do dia. Naquela época, essa prática era fundamentada misticamente pelo efeito mágico dos raios lunares, que seria anulado pela emissão dos raios solares. Com a evolução da ciência, foi comprovado que a coleta de algumas espécies ao raiar do dia garante a obtenção de material com maiores quantidades de óleos essenciais.

A explicação científica que justifica essa prática se baseia na:

- a) volatilização das substâncias de interesse.
- b) polimerização dos óleos catalisada pela radiação solar.
- c) solubilização das substâncias de interesse pelo orvalho.
- d) oxidação do óleo pelo oxigênio produzido na fotossíntese.
- e) liberação das moléculas de óleo durante o processo de fotossíntese.

2 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.

3 Enem PPL 2019 Em regiões desérticas, a obtenção de água potável não pode depender apenas da precipitação. Nesse sentido, portanto, sistemas para dessalinização da água do mar têm sido uma solução. Alguns desses sistemas consistem basicamente de duas câmaras (uma contendo água doce e outra contendo água salgada) separadas por uma membrana semipermeável. Aplicando-se pressão na câmara com água salgada, a água pura é forçada a passar através da membrana para a câmara contendo água doce.

O processo descrito para a purificação da água é denominado

- a) filtração.
- b) adsorção.
- c) destilação.
- d) troca iônica.
- e) osmose reversa.

4 Famerp-SP 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

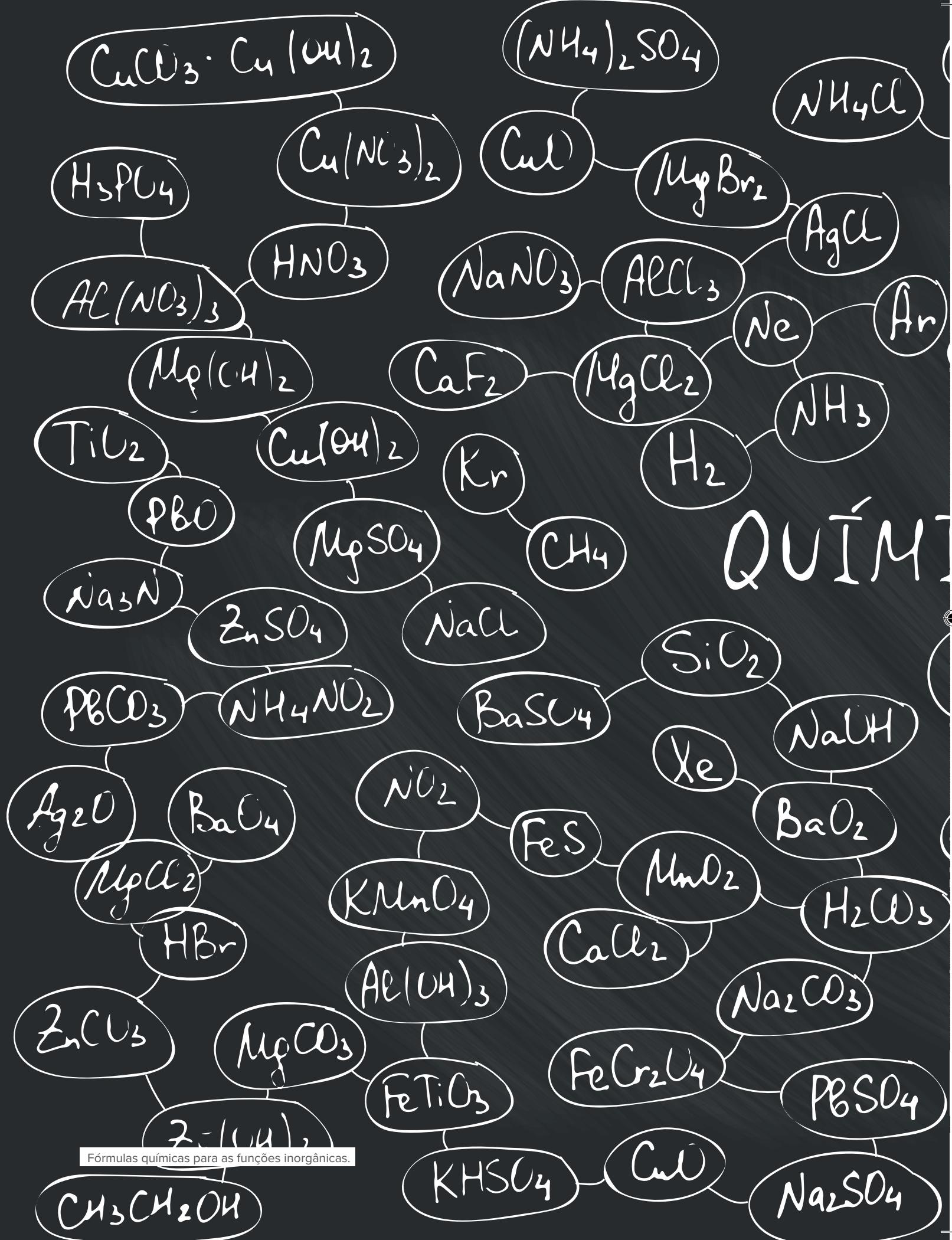
- a) a substância II estará no estado gasoso à temperatura ambiente.
- b) a substância III apresentará menor pressão de vapor em maior altitude.
- c) a substância I apresenta a maior intensidade de interações entre suas moléculas.
- d) a substância I apresentará maior temperatura de ebulição se for adicionada a ela certa quantidade da substância II.
- e) a substância III apresenta a maior temperatura de ebulição.

5 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.

QUÍMICA



UNIDADE

1

Funções inorgânicas

• • • •

Analisando a imagem, podemos encontrar diversos exemplos de funções inorgânicas: o ácido clorídrico (HCl), um ácido que está presente no nosso suco gástrico; o hidróxido de magnésio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$), uma base popularmente conhecida como leite de magnésia, utilizada como laxante; o cloreto de sódio (NaCl), um sal frequentemente utilizado na cozinha para temperar alimentos; e o óxido de magnésio (MgO), um óxido que, ao entrar em combustão, emite uma luz semelhante àquela gerada pelo *flash* fotográfico.

Iniciaremos nosso estudo das funções inorgânicas diferenciando os processos de dissociação e ionização e conhecendo a teoria de Arrhenius (capítulo 1). Em seguida, analisaremos nossa primeira função inorgânica, os ácidos (capítulo 2); estudaremos também as bases (capítulo 3); encontraremos nossa terceira função inorgânica – os sais –, ao reagirmos um ácido com uma base (capítulo 4); e finalizaremos esta unidade estudando a última função inorgânica, os óxidos (capítulo 5).

- O que caracteriza cada tipo de função inorgânica?
- Quais são os reagentes e os produtos de uma reação de neutralização?

Teoria de Arrhenius



Vasin Lee/Shutterstock.com

Relâmpagos riscando o céu, durante uma chuva de verão.

Durante a estação do verão, o aumento de temperatura acaba elevando a taxa de evaporação, o que favorece a formação das chuvas convectivas – chuvas rápidas e intensas, tornando-as mais frequentes. Nesse tipo de chuva, a cena retratada, na imagem acima, é comum: relâmpagos riscando o céu.

A água pura é considerada um solvente universal e atua como isolante. No entanto, fora do laboratório de Química, não é usual nos deparamos com água pura, e sim com uma solução. A água que sai da torneira, a água da piscina e a água do mar são alguns exemplos de águas que contêm sais, ou seja, são exemplos de soluções. Os sais são compostos iônicos, cujos íons estão organizados em um retículo cristalino. Ao entrar em contato com a água, esses íons sofrem um processo chamado dissociação, que “divide” os íons presentes no sal, deixando-os livres na solução, o que possibilitará a condução de corrente elétrica.

- Por que o sal de cozinha sólido não conduz corrente elétrica?
- Tomar um banho longo durante uma chuva forte e com raios é perigoso?

💡 Neste capítulo, serão abordadas as habilidades **EM13CNT201** e **EM13CNT301**.

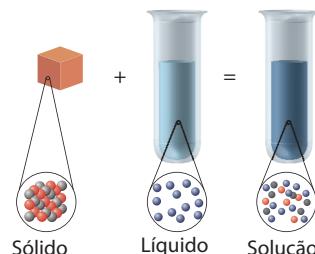
• Introdução: funções inorgânicas

Quando ocorre a união entre elementos químicos, formam-se substâncias químicas, que apresentam comportamentos e propriedades diferentes, com base nas interações estabelecidas entre as espécies químicas. As propriedades das substâncias permitem classificá-las em diferentes tipos de funções químicas, como as inorgânicas. Estudaremos esse tipo de função ao analisar o comportamento das substâncias em solução aquosa, para que possamos, posteriormente, expandir esse conceito no estudo das funções orgânicas.

As funções inorgânicas são classificadas em **ácidos, bases, sais** e **óxidos**. Alguns ácidos e bases podem ser identificados pelo sabor: ácidos são azedos (do latim “*acidus*”); já as bases têm sabor adstringente – aquele que “amarra” a boca quando comemos, por exemplo, uma banana verde. Os sais são obtidos por reações de neutralização e estão presentes nos fermentos, nos temperos para alimentos, no giz escolar, no gesso etc. Os óxidos, por sua vez, são encontrados em diversas rochas, como no quartzo e na magnetita, e são mais conhecidos por seus efeitos ambientais, como a produção de chuva ácida e o agravamento do efeito estufa.

• Eletrólitos

Neste capítulo, analisaremos o comportamento de uma substância quanto à sua condutibilidade elétrica. Para isso, observaremos como ela se porta quando isolada (na forma sólida, líquida ou gasosa) e quando misturada com água, de maneira homogênea, formando uma **solução**.



Solução formada entre o soluto (sólido) e o solvente (líquido).

Segundo o químico sueco Svante August Arrhenius (1859-1927), uma solução é eletrólítica quando conduz corrente elétrica. Isso ocorre se há **elétrons em movimento** ou **íons livres**. Para determinarmos se a solução é forte ou fraca quanto à condução de eletricidade, devemos verificar a quantidade de íons livres que ela apresenta: quanto maior for esse valor, mais forte ela será. Espécies químicas que produzem íons quando dissolvidas em água são denominadas **eletrólitos** (termo derivado do sufixo grego “*hodós*”, que significa “caminho” – logo, caminho pelo qual a corrente elétrica atravessa).

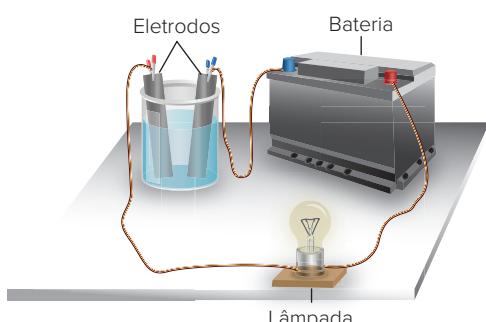
Na figura ao lado, observamos um esquema, montado em laboratório, que analisa o brilho de uma lâmpada quando determinados materiais são mergulhados em uma solução e conectados a fios condutores (eletrodos). Para se analisar a condutividade elétrica da substância de interesse, esse esquema deve ser composto de uma lâmpada encaixada em um soquete, preso em um pedaço de madeira, e a esse soquete são conectados os fios condutores, que, por sua vez, conectam-se aos materiais mergulhados no bêquer. Para que o circuito elétrico seja fechado, deve-se ligar esse sistema a uma tomada ou a uma bateria.

Em **Filosofia** vemos que...

...no início do pensamento filosófico, por volta do século VI a.C., Mitologia e Filosofia ora se aproximam, ora se afastam. Ambas trabalham com temas em comum, como a busca pela origem do universo e da humanidade, na tentativa de desvendar o funcionamento do mundo físico, mas se diferenciam na forma de explicar a realidade. Enquanto a Mitologia recorre a elementos mágicos, a Filosofia procura explicações lógicas e racionais para os fenômenos.

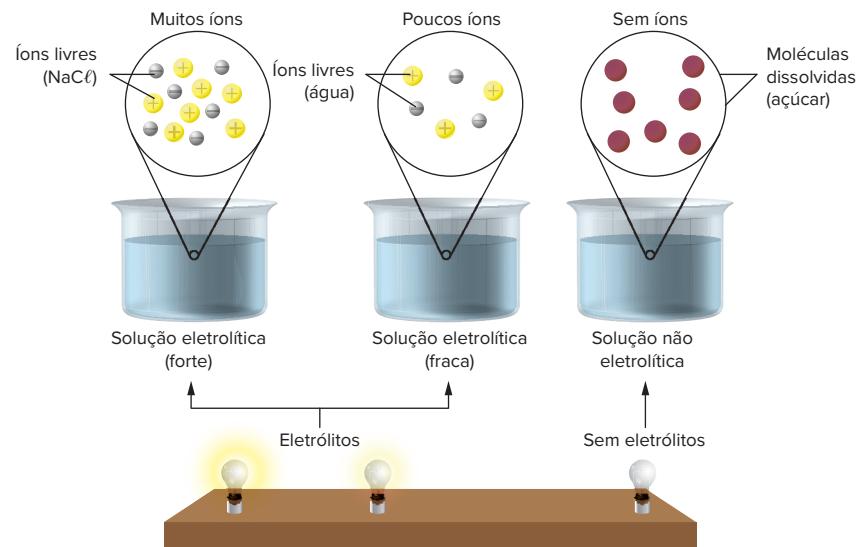
[...] Para os antigos gregos, os raios eram lanças produzidas pelos gigantes Ciclopes, criaturas de um olho só. Elas eram feitas para que Zeus, o rei dos deuses, as atirasse sobre os homens pecadores e arrogantes. [...] Entre os nórdicos, que viviam no norte da Europa, Thor era o deus do trovão e dos raios. O som do trovão era provocado pelo movimento das rodas de sua carruagem e os raios podiam ser vistos quando Thor arremessava seu martelo. [...]

“Mitos e Lendas”. ELAT – Grupo de Eletricidade Atmosférica. Disponível em: <<http://www.inpe.br/webelat/homepage/menu/el.atm/mitos.php>>. Acesso em: 3 ago. 2021.



Esquematização do teste feito em laboratório para analisar a condutibilidade elétrica de uma solução.

A seguir, temos uma ilustração na qual observamos diferentes brilhos para as lâmpadas presentes no sistema. Isso ocorre, porque a solução pode conter eletrólitos fortes, fracos ou, ainda, não conter eletrólitos.



Observando a figura, podemos perceber que: a solução de cloreto de sódio acende a lâmpada com um brilho forte; a água acende a lâmpada com um brilho fraco (dependendo da voltagem da lâmpada); e a solução com açúcar não acende a lâmpada. Agora, vamos analisar a condutibilidade dessas e de outras substâncias e verificar por que essas variações ocorrem.

Dissociação iônica

Substâncias iônicas apresentam íons dispostos em um retículo cristalino; logo, não conduzem corrente elétrica, pois as cargas positivas e as negativas presentes nos cátions e ânions, respectivamente, anulam-se. Contudo, ao adicionarmos água a essas substâncias, ocorre a liberação desses íons, uma vez que a água rompe as interações eletrostáticas entre eles, separando os cátions dos ânions em um processo denominado **dissociação iônica**. O mesmo processo aconteceria se a substância iônica fosse aquecida até sofrer fusão. O cloreto de sódio (NaCl) é um exemplo clássico de substância que sofre dissociação iônica e que, portanto, conforme demonstrado no esquema anterior, acende a lâmpada com um brilho intenso quando em solução.



Representação da dissociação do cloreto de sódio em íons Na^+ e Cl^- .



Mais

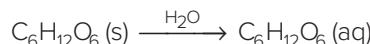
Como se proteger de raios em uma tempestade, Manual do mundo. 2014.

Assista ao vídeo que traz recomendações para nos protegermos dos raios, com a simulação de cinco situações possíveis de acontecer no cotidiano.

Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=oLj914vQeQE>>. Acesso em: 3 ago. 2021.

Dissociação molecular e ionização

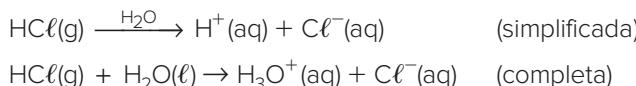
Substâncias moleculares não contêm íons, pois realizam ligações covalentes, nas quais ocorre o compartilhamento de elétrons; dessa forma, as soluções formadas por essas substâncias são incapazes de conduzir corrente elétrica. Esse tipo de processo é denominado **dissociação molecular**, que é quando as substâncias permanecem como moléculas ao entrar em contato com a água. Os açúcares (como a glicose, $C_6H_{12}O_6$) sofrem dissociação molecular quando em solução aquosa:



No entanto, Arrhenius comprovou que algumas substâncias moleculares, quando em contato com a água, podem formar íons livres pela quebra de ligações. Esse processo é denominado **ionização**.

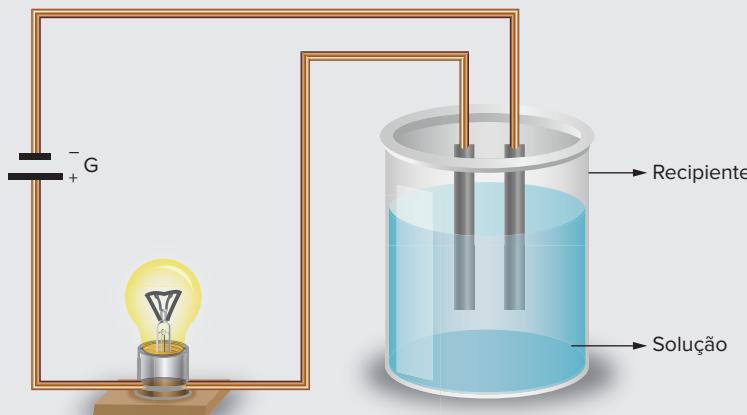
O ácido clorídrico (HCl), por exemplo, sofre ionização, e, por esse motivo, sua solução é capaz de acender uma lâmpada. Quanto maior a quantidade de íons em solução, maior será a capacidade de conduzir corrente e fazer a lâmpada brilhar.

A ionização pode ser representada de forma simplificada ou completa; nesta, a água aparece como reagente da reação. Veja:



Questão resolvida

- 1 Um experimento comum, realizado em um laboratório de Química, para diferenciar soluções quanto à condutibilidade elétrica envolve um testador, como representado na imagem a seguir.



Quando a lâmpada acende, a solução é classificada como eletrolítica. Qual das espécies abaixo faria a lâmpada acender, quando em solução aquosa?

- a) $O_2(aq)$
b) $CH_4(aq)$
c) $H_2O(l)$
d) $HCl(aq)$
e) $C_6H_{12}O_6(aq)$

Resolução:

Alternativa d

Ácido clorídrico, em solução aquosa, sofre ionização, gerando íons livres, que são bons condutores de corrente elétrica.

Aplicando conhecimentos

1 O que são eletrólitos?

2 O que é ionização?

3 O que é dissociação iônica?

4 O que é dissociação molecular?

5 O cloreto de hidrogênio (HCl), bem como a água pura (H_2O), são compostos que conduzem muito mal a corrente elétrica. Contudo, ao dissolvermos o HCl na água, formamos uma solução que conduz muito bem a corrente elétrica. Como podemos explicar esse fato?

6 Um professor, ao questionar seus alunos quanto à condutibilidade elétrica de uma solução aquosa, aponta os seguintes fatores como responsáveis pela condutibilidade:

I. a concentração de íons hidratados;

II. o volume da solução;

III. a natureza do soluto.

Quais desses fatores realmente influenciam na condutibilidade elétrica? Justifique.

7 A condução de corrente elétrica ocorre quando temos elétrons em movimento ou íons livres.

Dados os sistemas condutores de eletricidade:

I. Solução aquosa de sulfato de cobre(II): $\text{CuSO}_4(\text{aq})$;

II. Fio de cobre metálico: Cu(s) ;

III. Cloreto de sódio fundido: NaCl(l) .

Assinale a alternativa que traz corretamente a sequência de partículas responsáveis pela condução da corrente elétrica em cada sistema:

a) Elétrons, íons e íons.

b) Elétrons, elétrons e elétrons.

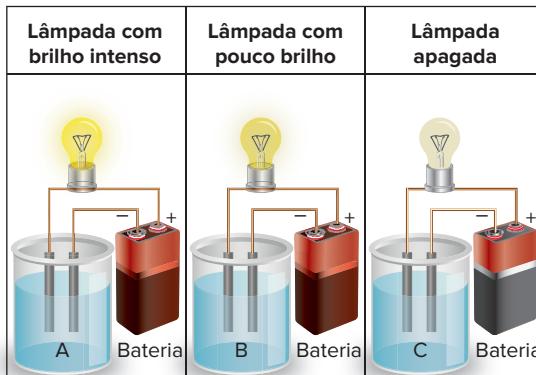
c) Átomos, íons e moléculas.

d) Cátions, ânions e elétrons.

e) Íons, elétrons, íons.

CONSOLIDANDO SABERES

1 Observe as situações representadas a seguir nas quais os eletrodos estão mergulhados em soluções aquosas, indicadas por A, B e C.



As soluções aquosas de A, B e C são, respectivamente:

- a) CO_2 ; CH_3COOH ; HCl .
- b) HNO_3 ; NaCl ; Glicose.
- c) KOH ; H_2SO_4 ; HCl .
- d) HCl ; Glicose; Na_2CO_3 .
- e) HCl ; CH_3COOH ; Glicose.

2 **FGV-SP** Alguns compostos, quando solubilizados em água, geram uma solução aquosa que conduz eletricidade. Dos compostos abaixo,

I. Na_2SO_4

IV. KNO_3

II. O_2

V. CH_3COOH

III. $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

VI. NaCl

formam solução aquosa que conduz eletricidade:

a) apenas I, IV e VI.

d) apenas I e VI.

b) apenas I, IV, V e VI.

e) apenas VI.

c) todos.

3 UEG-GO

FRANK & ERNEST® by Bob Thaves

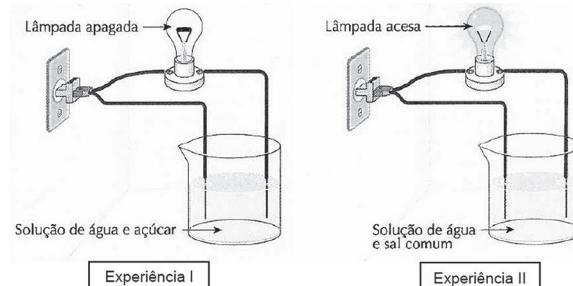


© 1992 Intercontinental Press

Por muito tempo, na maioria das escolas, as aulas de Química eram ministradas apenas sob forma de transmissão de conteúdos. Nos dias atuais, muitos

professores utilizam a experimentação para enriquecerem suas aulas.

Uma professora realizou junto com seus alunos as experiências que seguem:

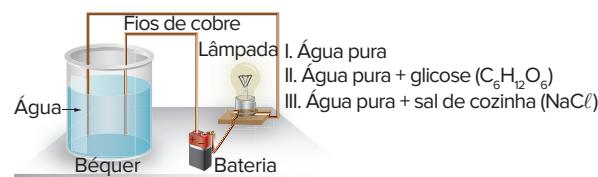


A seguir, os alunos fizeram as seguintes afirmações:

- A solução de água e açúcar é considerada uma solução eletrolítica.
- A solução de água e sal permite a passagem de corrente elétrica.
- As substâncias moleculares como HCl , NaCl e $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, quando dissolvidas em água, sofrem ionização.
- Água e ácido sulfúrico, quando puros, praticamente não conduzem corrente elétrica, porém uma solução de H_2SO_4 em água é uma boa condutora de eletricidade.

Assinale a alternativa CORRETA:

- Apenas as afirmações I, II e III são verdadeiras.
 - Apenas as afirmações I e III são verdadeiras.
 - Apenas as afirmações II e IV são verdadeiras.
 - Todas as afirmações são verdadeiras.
- 4 Um desenho animado que agrada a muitos jovens é o *Pokémon*. No enredo, há diversas criaturas, os pokémon, que se relacionam com os humanos, sendo que cada uma delas tem uma habilidade específica, um poder que é utilizado em disputas com outros pokémon. O mais notório de todos, um dos protagonistas das histórias que se desenrolam, é o Pikachu. Ele é amarelo e tem uma cauda em formato de raio, simbolizando uma descarga elétrica. A habilidade dele é justamente armazenar eletricidade e liberá-la em ataques quando necessário.
- Considere que o Pikachu irá travar uma batalha hipotética contra um pokémon que vive em água destilada. Nessa situação, o poder dele seria inócuo.
- Explique por que o Pikachu não conseguia atingir o oponente na água destilada.
 - Para que o Pikachu consiga abater seu adversário, qual substância, entre gás oxigênio (O_2), etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), cloreto de sódio (NaCl) ou glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), deve ser dissolvida em água? Explique.
- 5 Considere a figura a seguir e as possibilidades para o líquido existente no interior do copo:



- Escreva como a lâmpada estará (acesa ou apagada) em cada situação proposta. Justifique.
- Para aquela(s) que você julgou como acesa(s), represente sua(s) reação(ões) de dissociação, indicando o estado físico de cada participante.

- 6 Entende-se por solução não eletrolítica aquela em que o soluto presente se mantém na forma de molécula, ou seja, não conduz corrente elétrica. Qual das substâncias abaixo formará uma solução não eletrolítica?

- $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (hidróxido de magnésio), porque sofre dissociação molecular.
- CH_3COOH (ácido acético), porque ioniza.
- KI (iodeto de potássio), porque se dissolve e ioniza.
- KOH (hidróxido de potássio), porque sofre dissociação iônica.
- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glicose), porque somente se dissolve.

SUPERAÇÃO

Enem As misturas efervescentes, em pó ou em comprimidos, são comuns para a administração de vitamina C ou de medicamentos para azia. Essa forma farmacêutica sólida foi desenvolvida para facilitar o transporte, aumentar a estabilidade de substâncias e, quando em solução, acelerar a absorção do fármaco pelo organismo.

As matérias-primas que atuam na efervescência são, em geral, o ácido tartárico ou o ácido cítrico que reagem com um sal de caráter básico, como o bicarbonato de sódio (NaHCO_3), quando em contato com a água. A partir do contato da mistura efervescente com a água, ocorre uma série de reações químicas simultâneas: liberação de íons, formação de ácido e liberação do gás carbônico – gerando a efervescência. As equações a seguir representam as etapas da reação da mistura efervescente na água, em que foram omitidos os estados de agregação dos reagentes, e H_3A representa o ácido cítrico.

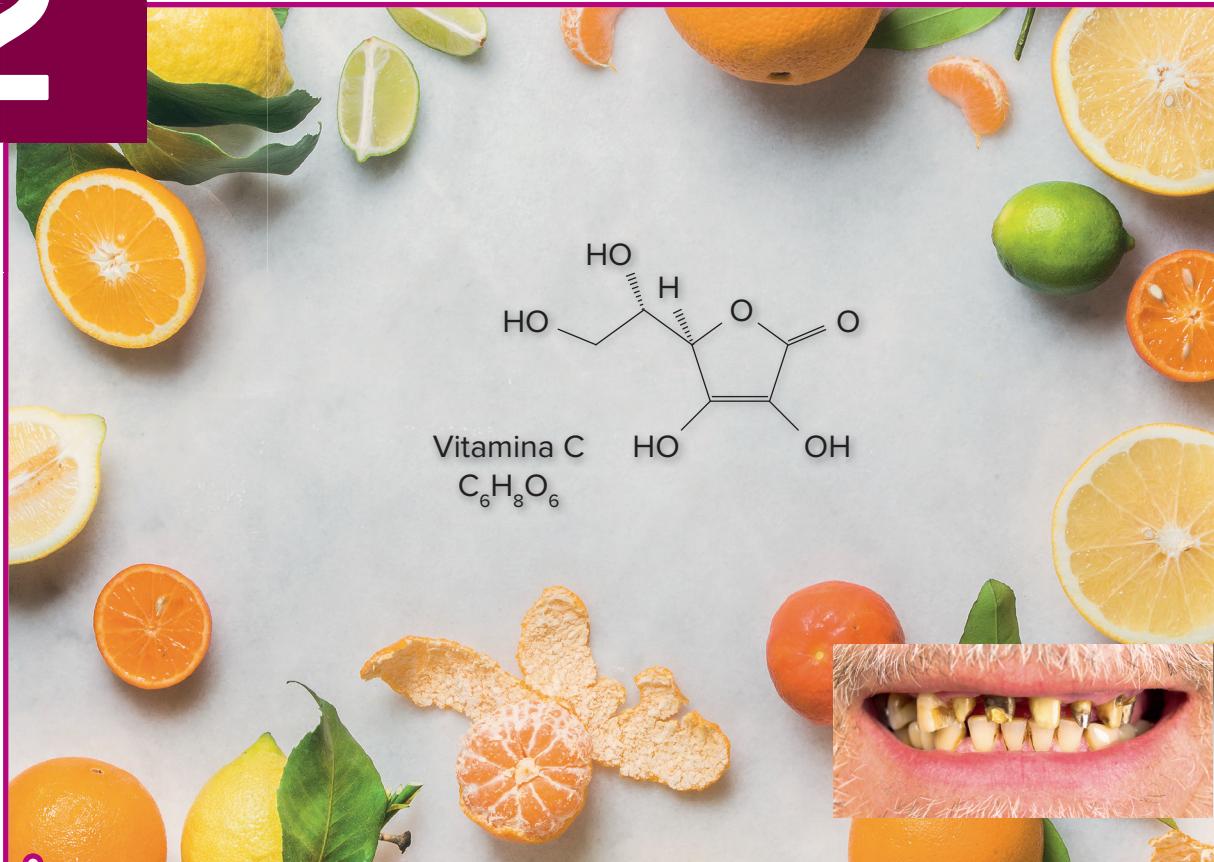
- $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$
- $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$
- $\text{H}_3\text{A} \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{A}^-$

A ionização, a dissociação iônica, a formação do ácido e a liberação do gás ocorrem, respectivamente, nas seguintes etapas:

- IV, I, II e III
- III, I e II
- IV, III, I e II
- I, IV, II e III
- IV, I, III e II

CAPÍTULO 2

Ácidos



helovi/Stockphoto.com; Foxy's_forest_manufacture/Stockphoto.com

A deficiência de vitamina C na alimentação humana causa o escorbuto, que tem como um dos sintomas dentes suscetíveis à queda.

Os mamíferos necessitam de vitamina C para a formação adequada do tecido conjuntivo, como o colágeno. As fibras resistentes dessa proteína mantêm juntos os tecidos da pele, músculos, vasos sanguíneos, tecidos em cicatrização e outras estruturas corpóreas. [...]

Quando a alimentação humana é deficiente em vitamina C, pode ocorrer a síntese defeituosa do tecido colagenoso e o desenvolvimento da doença conhecida como escorbuto. Os sintomas do escorbuto incluem: gengivas inchadas e com sangramento fácil, dentes abalados e suscetíveis a quedas, sangramentos subcutâneos e cicatrização lenta.

Por séculos, o escorbuto foi uma doença comum, principalmente entre os navegadores, que não dispunham de frutas cítricas ou verduras frescas em suas viagens. Não era incomum perder grande parte de uma tripulação numa jornada marítima. Vasco da Gama perdeu mais da metade de seus marinheiros quando contornou o Cabo da Boa Esperança entre 1497 e 1499. Essa trágica ação do escorbuto é descrita pelo escritor português Luiz de Camões em sua obra clássica “Os Lusíadas”[...].

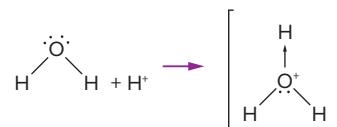
FIORUCCI, Antonio Rogério; SOARES, Mário Herbert Flora Barbosa; CAVALHEIRO, Éder Tadeu Gomes. “A importância da Vitamina C na Sociedade Através dos Tempos”. *Química Nova na Escola*. n. 17, maio 2003. Disponível em: <<http://qnesc.sbn.org.br/online/qnesc17/a02.pdf>>. Acesso em: 3 ago. 2021.

- Cite o nome e a aplicação de dois ácidos presentes em seu cotidiano.
- O ácido cianídrico pode matar uma pessoa por asfixia rapidamente. Podemos concluir que ele é um ácido muito forte?

• Neste capítulo, serão abordadas as habilidades **EM13CNT201** e **EM13CNT307**.

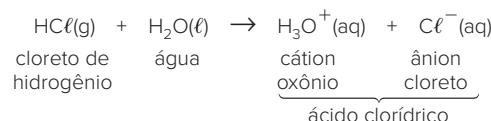
Definição

Segundo Arrhenius, ácidos são compostos moleculares que, em solução aquosa, ionizam, gerando como cátion o íon H^+ (hidrônio) que gera o íon H_3O^+ (oxônio). Este é formado quando o íon H^+ gerado na **ionização** do ácido analisado se junta à água, por meio de uma ligação covalente coordenada, como podemos observar a seguir.

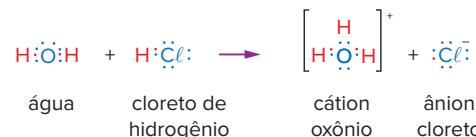


- **Ionização:** formação de íons livres, que não existiam anteriormente, a partir de moléculas.

Utilizando a molécula do cloreto de hidrogênio como exemplo, podemos escrever sua reação de ionização:



A mesma reação pode ser representada utilizando fórmulas eletrônicas. Veja:

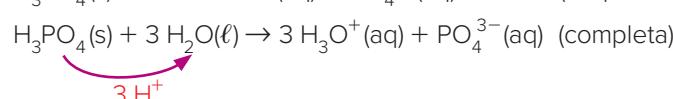
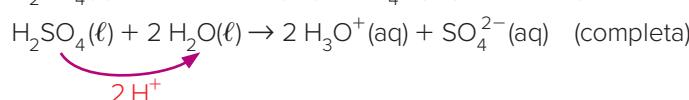
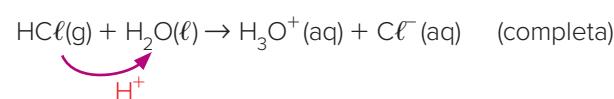
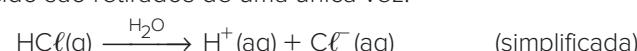


As representações anteriores mostram como ocorre o fenômeno da ionização. O cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio e atrai o par de elétrons da ligação covalente, originando um caráter parcial positivo (δ^+) próximo ao hidrogênio e um caráter parcial negativo (δ^-) próximo ao cloro na molécula. Ao entrar em contato com a água, o hidrogênio positivamente carregado da molécula de HCl é fortemente atraído pelo oxigênio da água, H_2O (mais eletronegativo que o cloro), e uma ligação covalente se estabelece, formando o cátion oxônio, H_3O^+ . O cloro, que adquire carga negativa, forma o ânion cloreto, Cl^- .

O processo de ionização pode ser representado de forma simplificada ou completa; nesta, a água é um reagente presente. Pode-se ainda representar os processos de ionização total ou parcial.

Ionização total

São reações de ionização em que todos os hidrogênios ionizáveis (H^+) do ácido são retirados de uma única vez.



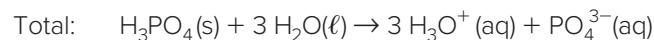
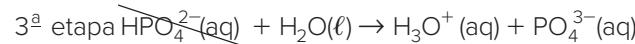
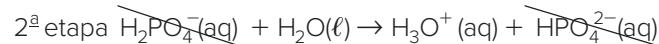
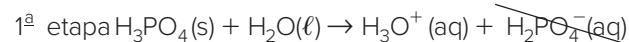
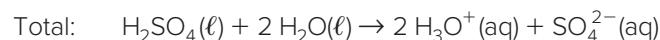
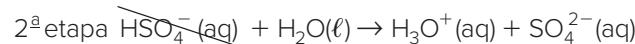
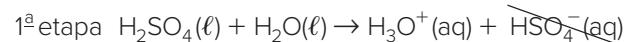
Fique ligado!

Lembre-se de que cada **elemento químico** é representado por uma letra maiúscula e, se for necessário, uma segunda letra minúscula, visando evitar duplicidade. Assim, escrevemos **Co** quando nos referimos ao elemento químico cobalto e **co** quando fazemos referência à molécula de monóxido de carbono, composta dos elementos químicos carbono e oxigênio.

Analisando as ionizações, podemos concluir que, na ionização completa, para cada H^+ ionizável, teremos uma molécula de água, a fim de juntos formarem o íon oxônio (H_3O^+).

Ionização parcial

São reações de ionização em que cada hidrogênio ionizável (H^+) do ácido é retirado em uma etapa de ionização. A soma das ionizações parciais gerará, como equação global, a equação de ionização total. Para isso, basta cancelar as espécies que aparecem como produto de uma equação e reagente da outra. Ainda sobre ionizações parciais, a liberação do hidrogênio, na primeira etapa de ionização, é mais fácil de ocorrer do que na segunda, e assim por diante, pois a cada H^+ retirado de um ácido, maior será a força de atração que o átomo central (ou conjunto de átomos) exercerá sobre os hidrogênios que restaram.



Classificação

Ácidos podem ser classificados de acordo com alguns critérios estabelecidos. Vamos estudar cada um deles.

Quanto à presença de oxigênio

Ácidos podem ser classificados de acordo com a presença ou ausência de oxigênio, sendo:

- **Hidrácidos:** ácidos sem o elemento químico oxigênio em sua composição. Exemplos: HF, HCl, HBr, HI, HCN, H₂S.
- **Oxiácidos:** ácidos com o elemento químico oxigênio em sua composição. Exemplos: H₂SO₄, H₂CO₃, H₃PO₄, HClO₃, HNO₃, H₃BO₃.

Quanto ao número de elementos químicos

O número de elementos químicos distintos presentes na fórmula de um ácido permite classificá-lo em:

- **Binário:** ácidos formados por dois elementos químicos distintos. Exemplos: HBr, HI, H₂S.
- **Ternário:** ácidos formados por três elementos químicos distintos. Exemplos: HCN, H₂SO₄, H₃BO₃.
- **Quaternário:** ácidos formados por quatro elementos químicos distintos. Exemplos: HOCl, H₄[Fe(CN)₆], H₃[Fe(CN)₆].

Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis

Hidrogênios ionizáveis são aqueles liberados no processo de ionização de um ácido que, ao entrarem em contato com a água, formam o íon oxônio (H_3O^+). Para os hidrácidos, todos os hidrogênios são ionizáveis. Para os oxiácidos, existem algumas exceções: serão ionizáveis apenas

os hidrogênios que estiverem ligados aos átomos de oxigênio, e, para visualizar essa ligação, devemos escrever a fórmula estrutural do ácido de interesse.

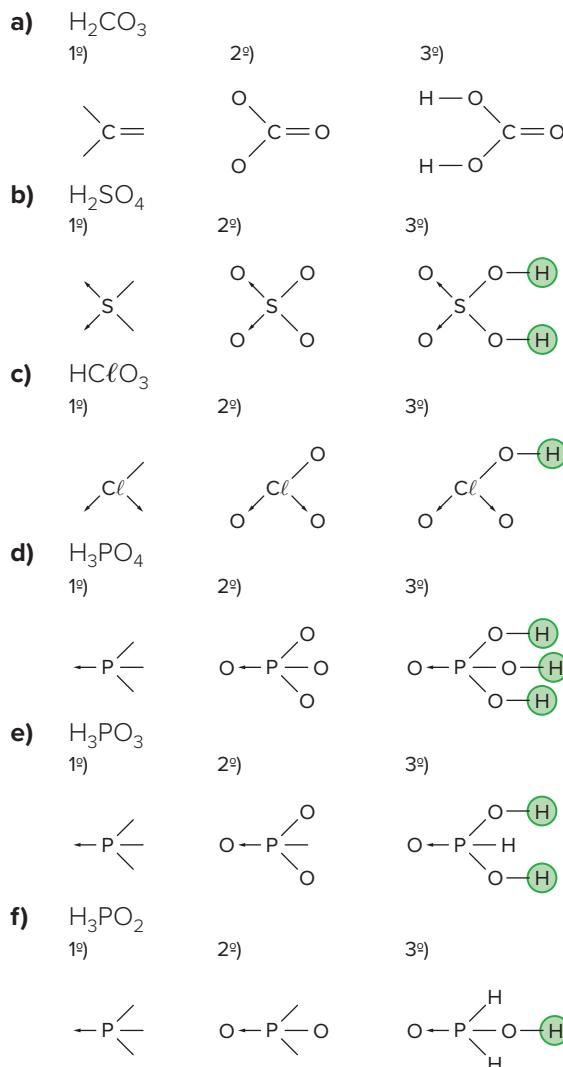
Para isso, devemos verificar a família à qual o elemento químico central do ácido pertence e, a partir dos conhecimentos de ligação química, verificar quantas e quais ligações são realizadas, conforme apresentado na tabela a seguir.

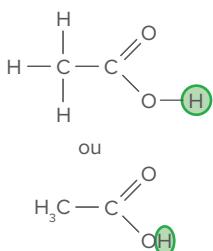
Família	IV A	V A	VI A	VII A
Covalente	4	3	2	1
Covalente coordenada (não obrigatória)	0	1	2	3

Ligações covalentes realizadas de acordo com a família do átomo central.

Na sequência, devemos inserir os oxigênios e completar, com hidrogênios, as ligações que faltam para aqueles se estabilizarem. Lembre-se de que os oxigênios que realizam ligação covalente do tipo coordenada não receberão hidrogênio, uma vez que já possuem o octeto completo.

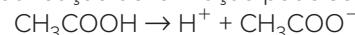
Vamos analisar alguns exemplos e depois classificá-los. Note que as ligações coordenadas foram representadas por uma seta (representação mais antiga) para facilitar sua visualização:





O ácido acético, nosso popular vinagre, é um ácido orgânico fraco conhecido há milhares de anos. Sua fórmula molecular pode ser escrita como $C_2H_4O_2$, porém ela não indica com detalhes a função orgânica presente, sendo mais comumente representada por CH_3COOH ou, ainda, por meio de sua fórmula estrutural, na qual todas as ligações covalentes estão devidamente representadas ao lado.

Analizando sua fórmula estrutural, podemos notar que apenas um dos quatro hidrogênios presentes na molécula está ligado a um átomo de oxigênio; logo, o ácido é classificado como monoácido, pois contém apenas um hidrogênio ionizável. Sua reação de ionização pode ser representada por:



Analisando os exemplos, verificamos que as fórmulas estruturais nos itens e) e f) apresentam hidrogênios não ionizáveis. Utilizando esse critério, podemos classificar os ácidos em:

- **Monoácidos:** ácidos com 1 H^+ . Exemplos: HCl , HNO_3 , H_3PO_2 .
 - **Diácidos:** ácidos com 2 H^+ . Exemplos: H_2S , H_2CO_3 , H_3PO_3 .
 - **Triácidos:** ácidos com 3 H^+ . Exemplos: H_3BO_3 , H_3PO_4 .
 - **Tetrácidos:** ácidos com 4 H^+ . Exemplos: H_4SiO_4 , $H_4P_2O_7$.

*exceções

:: Questão resolvida

1 IFSul-RS 2017 Recentemente as denúncias das Operações da Polícia Federal contra as fraudes em frigoríficos reacenderam os debates sobre o uso de aditivos alimentares e segurança alimentar. Dentre os diversos grupos de aditivos alimentares, estão os acidulantes, definidos pela ANVISA como “substância que aumenta a acidez ou confere um sabor ácido aos alimentos” (ANVISA, Portaria 540/1997). São exemplos de acidulantes o ácido fosfórico, o ácido cítrico e o ácido acético.

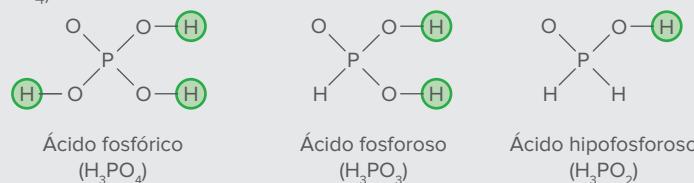
Além do ácido fosfórico, o elemento fósforo forma outros ácidos, tais como o H_3PO_3 e o H_3PO_2 . Estes ácidos são classificados, respectivamente, como:

- a)** diácido e diácido.
b) triácido e triácido.
c) triácido e diácido.
d) diácido e monoácido

Resolução:

Alternativa d

Somente são ionizáveis os hidrogênios que estão ligados diretamente aos átomos de oxigênio da molécula; assim, teremos, para o ácido fosforoso (H_3PO_3), 2 hidrogênios ionizáveis e, para o ácido hipofosforoso (H_3PO_2), apenas 1, sendo ambos derivados do oxiácido padrão que contém fósforo, o ácido fosfórico (H_3PO_4).



Quanto à volatilidade

Volatilidade é a capacidade que uma substância tem de evaporar. Assim, quanto mais volátil ela for, menor será sua temperatura de ebulição e maior será sua **pressão máxima de vapor**.

Os principais ácidos questionados quanto à volatilidade estão classificados a seguir.

- **Voláteis:** apresentam baixa temperatura de ebulição; hidrácidos, de maneira geral, são voláteis. Exemplos: HF, HCl (T.E. = -85 °C), HBr, HI, HCN, H₂S (T.E. = -59,6 °C), CH₃COOH, HNO₃ (T.E. = 86 °C), H₂CO₃.
 - **Fixos:** apresentam alta temperatura de ebulição; oxiácidos, de maneira geral, são fixos. Exemplos: H₂SO₄ (T.E. = 340 °C), H₃PO₄ (T.E. = 213 °C), H₃BO₃ (T.E. = 185 °C).

• Pressão máxima de vapor:

pressão no momento em que a quantidade de vapor dissolvido no ar atmosférico confinado atinge o seu valor máximo, bem como a pressão parcial que é exercida por ele.



Quanto à força

A força de um ácido está relacionada à sua capacidade de sofrer ionização. O ácido cianídrico (HCN) é o mais fraco que existe e o mais tóxico.

Assim, podemos quantificar a força de um ácido pela razão entre o número de moléculas que de fato ionizaram e o número de moléculas inicial, gerando como resposta o grau de ionização de um ácido, representado pela letra grega alfa (α).

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas inicial}} \cdot 100\%$$

sendo $\begin{cases} \text{Fortes: } \alpha \geq 50\% \\ \text{Moderados: } 5\% \leq \alpha < 50\% \\ \text{Fraco: } \alpha < 5\% \end{cases}$

Como exemplo, vamos imaginar que 100 moléculas do ácido clorídrico (HCl) foram dissolvidas em água, das quais 92 sofreram ionização. Encontraríamos um $\alpha = 92\%$, classificando esse ácido como forte. Quanto mais próximo o grau de ionização for de 100%, mais forte será o ácido.

No entanto, podemos classificar a força de um ácido de maneira qualitativa, sem calcularmos seu grau de ionização. Para isso, existem algumas regras práticas:

Para hidrácidos

- **Fortes:** HCl , HBr , HI .
- **Moderados ou semifortes:** HF .
- **Fracos:** os demais hidrácidos.

Entre os halogênios que formam hidrácidos, o flúor apresenta o menor raio atômico. Assim, ele forma um ânion menos estável na ionização, diminuindo, portanto, o número de moléculas que se ionizam. O iodo, por sua vez, apresenta o maior raio atômico. Assim, o ânion formado na ionização é o mais estável e, portanto, o número de moléculas ionizadas é maior.

Para oxiácidos

Devemos classificar qualitativamente um oxiácido quanto à força calculando um número x , por meio da expressão:

$$x = (\text{número de O}) - (\text{número de H}^+)$$

sendo $\begin{cases} x = 3: \text{muito forte} \\ x = 2: \text{forte} \\ x = 1: \text{semiforte ou moderado} \\ x = 0: \text{fraco} \end{cases}$

Analisando alguns ácidos, teremos:

HBrO_4 ($x = 4 - 1 = 3$): muito forte

H_2SO_4 ($x = 4 - 2 = 2$): forte

H_3PO_4 ($x = 4 - 3 = 1$): moderado

H_3PO_3 ($x = 3 - 2 = 1$): moderado

H_3PO_2 ($x = 2 - 1 = 1$): moderado

H_3BO_3 ($x = 3 - 3 = 0$): fraco

Discussão em sala

Tipos de vinagre

Para obtermos o vinagre, primeiramente, o açúcar é degradado em álcool etílico e gás carbônico, numa etapa conhecida como fermentação. Depois, o álcool etílico reage com o oxigênio do ar e é oxidado a ácido acético. Os vinagres comerciais apresentam uma concentração na faixa de 4,5% a 9% de ácido acético, sendo 5% a concentração mais comum. Essa diferença de concentração leva a soluções de ácido acético nas mais variadas colorações.

Faça uma pesquisa sobre quais são os tipos de vinagre mais populares e sua composição para discutir em sala.



Observe que a regra funciona para os hidrogênios ionizáveis (H^+) presentes no ácido, e não para todos os hidrogênios, uma vez que a força de um ácido é medida pelo seu grau de ionização.

A regra é prática, funciona bem, porém há algumas exceções importantes:

- H_2CO_3 ($x = 3 - 2 = 1$): moderado, no entanto ele é fraco. Como ele é extremamente instável, em vez de se ionizar, ele se decompõe em água e gás carbônico, de acordo com a equação $H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2$.
- H_2SO_3 ($x = 3 - 2 = 1$): moderado, no entanto ele é fraco. Assim como o H_2CO_3 , ele é extremamente instável; em vez de se ionizar, ele se decompõe em água e dióxido de enxofre, de acordo com a equação $H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2$.

• Nomenclatura

A nomenclatura dos ácidos possui regras bem definidas, que estudaremos a seguir.

Para os hidrácidos

ácido + nome do elemento ou radical + **ídrico**

HF : ácido fluorídrico

HI : ácido iodídrico

$HC\ell$: ácido clorídrico

H_2S : ácido sulfídrico

HBr : ácido bromídrico

HCN : ácido cianídrico

Para os oxiácidos

Existe uma nomenclatura para oxiácidos classificados como “padrões” e algumas variações nesses padrões. Vamos analisar os principais casos a seguir.

Padrões

ácido + nome do elemento ou radical + **ico**

HNO_3 : ácido nítrico

HIO_3 : ácido iódico

H_2CO_3 : ácido carbônico

H_2SO_4 : ácido sulfúrico

H_3BO_3 : ácido bórico

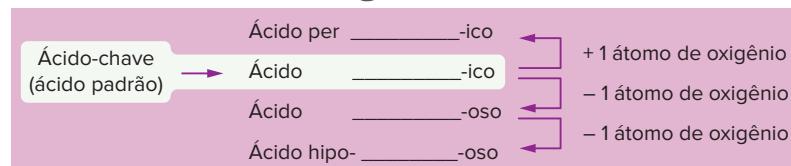
H_3PO_4 : ácido fosfórico

$HBrO_3$: ácido brômico

H_4SiO_4 : ácido silícico

$HC\ell O_3$: ácido clórico

Variando o número de oxigênios



Quando retiramos um oxigênio do ácido padrão, mudamos o sufixo **-ico** para **-oso**; quando retiramos mais um oxigênio do ácido padrão, acrescentamos o prefixo **hipo-** e mantemos o sufixo **-oso**. E quando acrescentamos um oxigênio ao ácido padrão, acrescentamos o prefixo **iper-** ao nome do ácido, omitindo, por questão de **eufonia**, o **hi** e utilizando apenas **per**.

Vamos analisar o ácido clórico e as variações nas fórmulas e nos nomes dos ácidos derivados dele:

$HC\ell O_4$: ácido **perclórico**

$HC\ell O_2$: ácido **cloroso**

$HC\ell O_3$: ácido **clórico**

$HC\ell O$: ácido **hipocloroso**

• **Eufonia:** som ou combinação de sons agradáveis ao ouvido.



Variando o grau de hidratação

É possível variar o grau de hidratação de um ácido. Assim, para diferenciar o nome do ácido hidratado e do ácido padrão, precisamos fazer alterações na nomenclatura. Utilizaremos alguns prefixos para isso:

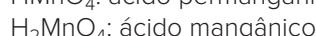
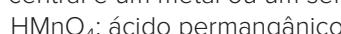
PREFIXOS PARA INDICAR O GRAU DE HIDRATAÇÃO DOS ÁCIDOS				
Prefixo	Grau de hidratação	Cálculo	Fórmula	Nome
orto	maior	padrão	H_3PO_4	ácido (orto)* fosfórico
meta	menor	padrão – H_2O	HPO_3	ácido metafosfórico
piro	intermediário	$2 \cdot (\text{padrão}) - \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	ácido pirofosfórico

*O prefixo *orto*- é opcional, pode ser omitido.

O ácido *orto* é aquele com maior grau de hidratação. O ácido *meta* é o menos hidratado, pois, para obtê-lo, foi retirada uma molécula de água de apenas um ácido hidratado ($\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_3$). O ácido *piro* é o intermediário, porque foi retirada uma molécula de água de dois ácidos hidratados, uma vez que o padrão é dobrado nesse caso ($2 \cdot (\text{H}_3\text{PO}_4) - \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$).

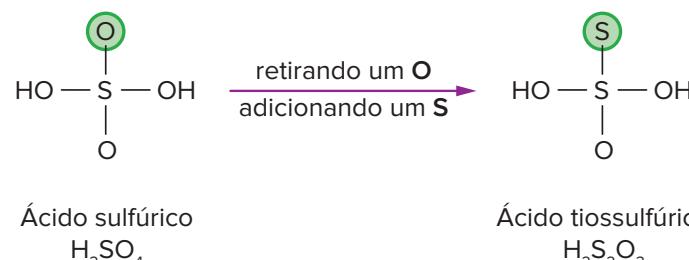
Quando o elemento químico central é um metal ou semimetal

Podemos citar alguns casos especiais de ácidos cujo elemento químico central é um metal ou um semimetal. São eles:



Tioácidos

São ácidos em que substituímos um átomo de oxigênio por um átomo de enxofre, do grego “*theion*”. Essa substituição dos elementos químicos não altera em nada a fórmula estrutural do ácido, pois tanto o oxigênio quanto o enxofre são calcogênicos, pertencendo, assim, à família VIA da tabela periódica. Para nomearmos tioácidos, acrescentamos o prefixo *tio*. Vamos analisar o ácido sulfúrico:



Aplicações no cotidiano

Os ácidos estudados neste capítulo têm muitas aplicações no cotidiano. A seguir, temos uma relação com algumas delas.

Ácido fluorídrico – HF



evgeni/Shutterstock.com

- Altamente corrosivo; por esse motivo, é usado em solução aquosa para corroer o vidro, fazendo gravações.
- Deve ser guardado em recipiente de plástico (polietileno).

Gravura feita em vidro utilizando ácido fluorídrico.

Ácido clorídrico (Ácido muriático) – HCl



kamal711/Stockphoto.com

- Está presente no nosso suco gástrico.
- Pode ser utilizado em limpezas “pesadas” de calçadas, tijolos, concretos, cerâmicas e rejantes.

Calçada portuguesa. O eventual excesso de cimento utilizado para assentar as pedras pode ser retirado com uma solução de ácido muriático.

Ácido cianídrico – HCN



Barna Tanko/Shutterstock.com

- Utilizado em câmaras de gás (no Holocausto).
- Matéria-prima para venenos à base de cianureto (mandioca-brava).

A mandioca-brava contém grande quantidade de glicosídeos cianogénéticos, que liberam ácido cianídrico.

Ácido sulfídrico – H₂S



Puripat Lertpunyaroj/Shutterstock.com

- Presente nos gêiseres (fonte termal que entra em erupção periodicamente lançando uma coluna de água quente e vapor de ar).
- Tem cheiro de ovo podre.

Erupção em Gêiser Strokkur, Círculo Dourado, Islândia.

Ácido nítrico – HNO_3

heifei/Shutterstock.com



Montagem de explosivo utilizando ácido nítrico.

- Matéria-prima na confecção de explosivos de alto desempenho, como dinamite e TNT.
- Forte agente oxidante, capaz de oxidar metais como Ag e Cu.

branislavapudar/Shutterstock.com



Fabricação de detergente utilizando ácido sulfúrico.

Ácido fosfórico – H_3PO_4

New Africa/Shutterstock.com



Fertilizantes agrícolas à base de fosfato.

- Usado na indústria de fertilizantes, como adubo, na forma de fosfatos.
- Utilizado como estabilizante na indústria de alimentos e de bebidas, como refrigerantes.

Mark Agoror/Shutterstock.com



Gaseificação da água utilizando ácido carbônico.

- Utilizado na gaseificação de águas e refrigerantes.
- Presente na chuva ácida natural devido à alta instabilidade do ácido, que tende a se decompor em gás carbônico e água.

He Jinghua/Shutterstock.com



O vinagre é muito utilizado na culinária chinesa pelo aroma e pelos valores medicinais.

Ácido acético (ácido etanoico) – CH_3COOH

- Ácido orgânico utilizado para temperar alimentos; em solução, é conhecido como vinagre.
- Utilizado para eliminar o odor de tábuas em que foram cortados peixes crus.

Aplicando conhecimentos

- 1 Segundo Arrhenius, o que são ácidos?

.....

- 2 O sulfeto de hidrogênio (H_2S) é um composto que não conduz eletricidade. A água pura (H_2O) é um composto que também não conduz eletricidade; no entanto, ao dissolvermos o sulfeto de hidrogênio em água, formamos uma solução que conduz eletricidade. Como podemos explicar esse fato?

.....

- 3 Escreva a reação de ionização total completa para os seguintes compostos:

a) HF

.....

b) HCN

.....

c) H_2CO_3

.....

d) $H_4P_2O_7$

.....

- 4 Escreva a reação de ionização por etapa para os seguintes compostos:

a) H_2S

b) H_2SO_4

c) H_3BO_3

- 5 **Col. Naval-RJ 2016** A chuva ácida é um fenômeno químico resultante do contato entre o vapor de água existente no ar, o dióxido de enxofre e os óxidos de nitrogênio. O enxofre é liberado, principalmente, por veículos movidos a combustível fóssil; os óxidos de nitrogênio, por fertilizantes. Ambos reagem com o vapor de água, originando, respectivamente, os ácidos sulfúrico, sulfídrico, sulfúrico e nítrico.

Assinale a opção que apresenta respectivamente a fórmula desses ácidos:

a) H_2SO_3 , H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 .

b) H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2S , HNO_2 .

c) HSO_4 , HS , H_2SO_4 , HNO_3 .

d) HNO_3 , H_2SO_4 , H_2S , H_2SO_3 .

e) H_2S , H_2SO_4 , H_2SO_3 , HNO_3 .

CONSOLIDANDO SABERES

- 1 **IFSul-RS 2016** Os ácidos estão muito presentes em nosso cotidiano, podendo ser encontrados até mesmo em nossa alimentação. A tabela abaixo apresenta alguns ácidos e suas aplicações.

NOME	FÓRMULA MOLECULAR	APLICAÇÃO
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Consumido em grandes quantidades na indústria petroquímica
Ácido fluorídrico	HF	Utilizado para gravação em vidro
Ácido carbônico	H_2CO_3	Utilizado para gaseificar águas e refrigerantes

A força dos ácidos dispostos na tabela, respectivamente, é:

- a) Forte, forte e moderado.
b) Moderado, fraco e moderado.
c) Moderado, fraco e fraco.
d) Forte, moderado e fraco.

- 2 **IFSul-RS 2016** Leia o texto para responder à questão a seguir.

Os refrigerantes são bebidas consumidas em todo o mundo e vários são os ingredientes utilizados para a sua produção, destacando-se os ácidos, adicionados pela ação acidulante, que está relacionada com o reforço do sabor, diminuição do pH e também regulação do teor de açúcar. Diversos ácidos são utilizados, tais como ácidos naturais (cítrico e tartárico) e o ácido fosfórico – H_3PO_4 , presente em refrigerantes sabor cola.

Em média o pH de refrigerantes do tipo ‘cola’ é de 2,0.

(Fonte: Site Brasil Escola – adaptado.)

Sobre o ácido fosfórico, é correto afirmar que é um:

- a) Oxiácido, Forte, Diácido.
b) Hidrácido, Fraco, Diácido.
c) Oxiácido, Semiforte, Triácido.
d) Hidrácido, Semiforte, Monoácido.

- 3** A tabela a seguir informa a quantidade em mols dissolvidos e ionizados de alguns ácidos na água, a temperatura constante:

ÁCIDO	Nº EM MOLS IONIZADOS	Nº EM MOLS DISSOLVIDOS
H_3PO_4	13,5	50
H_2S	0,152	200
HCl	925	1000

Com base nela, calcule o grau de ionização dos ácidos e coloque-os em ordem crescente de acidez.

- 4 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

- 5 UFC-CE** Os ácidos H_2SO_4 , H_3PO_4 e HClO_4 , são de grande importância na indústria (por exemplo, na produção de fertilizantes). Assinale a alternativa que apresenta corretamente a ordem crescente de acidez destas espécies.

- a) H_3PO_4 , H_2SO_4 e HClO_4 .
- b) H_2SO_4 , H_3PO_4 e HClO_4 .
- c) HClO_4 , H_2SO_4 e H_3PO_4 .
- d) HClO_4 , H_3PO_4 e H_2SO_4 .
- e) H_3PO_4 , HClO_4 e H_2SO_4 .

- 6 PUC-SP 2017** Um grupo de alunos estava estudando para as provas de vestibular e para isso cada um deles iria explicar uma função inorgânica. O aluno responsável pela explicação sobre ácidos fez as seguintes afirmações:

- I. Reagem com carbonatos liberando gás carbônico.
- II. Formam soluções não condutoras de corrente elétrica.
- III. Não reagem com metais.
- IV. São divididos em hidrácidos e oxiácidos.

Estão corretas as afirmações:

- a) I e II.
- b) II e IV.
- c) I e IV.
- d) II e III.

- 7 UEPG 2019** Com relação às alternativas abaixo, assinale o que for correto.

- 01. O HClO_4 é o ácido perclórico.
- 02. O H_3PO_3 é o ácido fosfórico.
- 04. O H_3BO_3 é o ácido bórico.
- 08. O H_2CO_3 é o ácido carbônico.

Soma:

8 IFSul-RS 2019



Disponível em: <http://meioambiente.culturamix.com/poluicao/gas-carbonico-e-as-chuvas-acidas>. Acesso em: 30 ago. 2018.

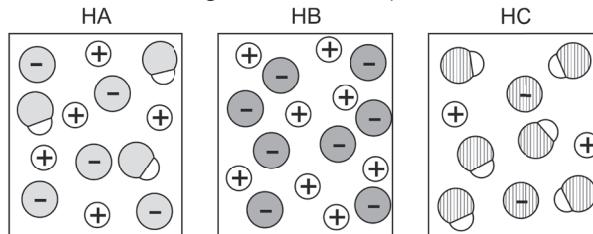
A chuva ácida provoca desastres ambientais como o observado na figura. Os principais ácidos presentes na chuva ácida são o sulfúrico e o nítrico, formados pela associação da água com anidrido sulfuroso (SO_2) e óxidos de nitrogênio (NO_x), produtos da queima de combustíveis fósseis, que podem ser carregados pelo vento, ocasionando chuvas ácidas distantes da fonte primária de poluição, o que acaba se tornando um problema sem fronteiras territoriais.

As fórmulas correspondentes aos ácidos citados pelo texto, na respectiva ordem são:

- | | |
|---|---|
| a) H_2SO_3 e HNO_3 | c) H_2SO_4 e HNO_3 |
| b) H_2SO_4 e HNO_2 | d) H_2SO_3 e HNO_2 |

SUPERAÇÃO

Fuvest-SP As figuras a seguir representam, de maneira simplificada, as soluções aquosas de três ácidos, HA, HB e HC, de mesmas concentrações. As moléculas de água não estão representadas.



Considerando essas representações, foram feitas as seguintes afirmações sobre os ácidos:

- I. HB é um ácido mais forte do que HA e HC.
- II. Uma solução aquosa de HA deve apresentar maior condutibilidade elétrica do que uma solução aquosa de mesma concentração de HC.
- III. Uma solução aquosa de HC deve apresentar pH maior do que uma solução aquosa de mesma concentração de HB.

Está correto o que se afirma em:

- a) I, apenas.
- b) I e II, apenas.
- c) II e III, apenas.
- d) I e III, apenas.
- e) I, II e III.

CAPÍTULO 3

Bases



Collecção particular

Lavadeiras utilizavam o sabão de cinzas para a limpeza de suas roupas.

Os compostos saponáceos são indispensáveis na salubridade da sociedade, pois são os agentes principais nos processos de remoção de óleos, gorduras e microrganismos. Conforme uma lenda romana, supostamente no Monte Sapo (que dá origem ao nome sabão), restos de gordura de animais queimados em fogueiras se misturavam às cinzas alcalinas de madeira e, quando chovia, a reação resultava no sabão de cinzas. Ele escorria ao longo da beira argilosa do rio Tibre, onde lavadeiras usavam-no e comprovaram sua eficácia na limpeza [...]. Ao longo do tempo, a experimentação popular aperfeiçoou os sabões produzidos ao acaso, revelando um significativo avanço histórico no combate e prevenção de doenças, e passou a ser objeto de interesse político e econômico no contexto da revolução francesa, em que a síntese de hidróxido de sódio permitiu a substituição da produção artesanal de sabão de cinzas pela produção industrial de sabão de soda. [...]

MASSI, L.; JUNIOR, C. S. L. "Produção de Sabão no Assentamento Rural Monte Alegre: Aspectos Didáticos, Sociais e Ambientais." *Química Nova na Escola*, Vol. 41, N° 2, p. 124-132, maio 2019. Disponível em: <http://qnesc.sbn.org.br/online/qnesc41_2/03-QS-66-18.pdf>. Acesso em: 4 ago. 2021.

- Ao realizarmos o teste de Arrhenius, o brilho gerado em uma lâmpada quando se utiliza uma solução de NaOH é igual ao gerado por uma solução de $\text{Mg}(\text{OH})_2$?
- Quais são o nome e a fórmula do íon característico de uma base?

• Neste capítulo, serão abordadas as habilidades **EM13CNT201**, **EM13CNT205** e **EM13CNT307**.

• Definição de base

Segundo Arrhenius, bases são compostos iônicos que, em solução aquosa, dissociam-se, gerando como ânion o íon OH⁻ (íon hidroxila). São classificadas como soluções eletrolíticas por apresentarem íons livres em solução aquosa.

Uma substância básica também é conhecida como *álcalis*, palavra originada do árabe *al-qali*, que significa “cinzas de plantas”, mistura rica em substâncias de propriedades básicas.

Para montar a fórmula geral de uma base, por se tratar de um composto iônico, o cátion é colocado na frente do ânion. Todas as bases apresentam metais como cátion, exceto o hidróxido de amônio (NH_3OH), que é a única base formada apenas por ametais. Utilizaremos a “**regra do escorregador**” estudada nos compostos iônicos para montarmos a fórmula geral de uma base, uma vez que a montagem é feita a partir das cargas de seus íons.

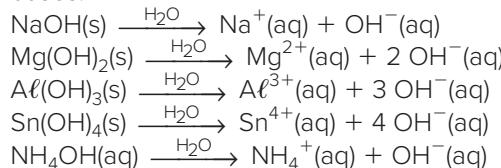


Fórmula unitária



Total de cargas positivas: $y \cdot (+x) = +xy$
Total de cargas negativas: $x \cdot (-y) = -xy$
Somatório das cargas: Zero

Toda vez que a carga do metal for diferente de 1, colocaremos a hidroxila entre parênteses e o número que representa a carga do cátion para fora desses parênteses. Veja a seguir alguns exemplos de dissociação de bases:



• Classificação das bases

As bases podem ser classificadas de acordo com alguns critérios. Na sequência, vamos estudar alguns deles.

Quanto ao número de hidroxilos

Diferentemente do que ocorria nos ácidos, todas as hidroxilas das bases são dissociáveis. Assim, teremos:

- **Monobases:** bases com 1 OH^- . Exemplos: NaOH , NH_4OH .
 - **Dibases:** bases com 2 OH^- . Exemplos: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
 - **Tribases:** bases com 3 OH^- . Exemplos: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
 - **Tetrabases:** bases com 4 OH^- . Exemplos: $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$

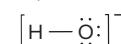
Quanto à solubilidade em água

De acordo com a solubilidade em água, as bases podem ser classificadas em:

- **Solúveis:** bases formadas por cátions dos metais da família IA ou pelo íon amônio (NH_4^+).
 - **Parcialmente solúveis:** bases formadas pelos metais da família IIA (exceto Be e Mg, que são insolúveis).
 - **Insolúveis:** bases formadas pelos demais metais presentes na tabela periódica.

**Fique
ligado!**

- O ânion hidroxila sempre apresenta **carga -1**. O oxigênio contém seis elétrons na camada de valência e realiza uma ligação covalente simples com o hidrogênio, faltando ainda mais uma ligação para ele completar o octeto.



Quanto à força

A força de uma base, assim como a dos ácidos, está relacionada com sua capacidade de sofrer dissociação. Assim, podemos quantificar a força de uma base ao acharmos a razão entre o número de moléculas que de fato dissociaram e o número de moléculas inicial, o que gera como resposta o grau de dissociação da base, representado pela letra grega alfa (α).

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas dissociadas}}{\text{número de moléculas inicial}} \cdot 100\%$$

Sendo: $\begin{cases} \text{Fortes: } \alpha \approx 100\% \\ \text{Fracas: } \alpha \approx 0\% \end{cases}$

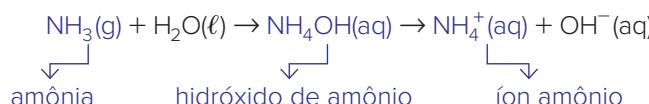
No entanto, podemos classificar a força de uma base de maneira qualitativa, sem calcularmos seu grau de dissociação. Para isso, existem algumas regras práticas:

- **Fortes:** são bases com elevado grau de dissociação, pois os íons que dissolvem se dissociam bem, e são formadas pelos metais das famílias IA e IIA (exceto Be e Mg, que formam bases fracas). Exemplos: NaOH, KOH, Ca(OH)₂.
- **Fracas:** são bases com baixo grau de dissociação, pois os íons que dissolvem se dissociam mal, e são formadas pelos demais metais presentes na tabela periódica, incluindo o NH₄OH. Exemplos: CuOH, Al(OH)₃, Pb(OH)₄.

Quanto à volatilidade

A volatilidade, estudada no capítulo 2 (em que tratamos dos ácidos), é a capacidade que uma substância tem de evaporar. Assim, quanto mais volátil ela for, menor será sua temperatura de ebulição e maior será sua pressão de vapor.

A única base classificada como volátil é o hidróxido de amônio (NH₄OH), pois a **amônia** (NH₃) sofre ionização ao ser dissolvida em água, produzindo o íon hidroxila. O íon NH₄⁺ é denominado **amônio**. O hidróxido de amônio somente existe em solução aquosa.



Nomenclatura

A nomenclatura das bases apresenta regras bem definidas. Em uma ligação iônica, há cátions metálicos que sempre apresentam a mesma carga; no entanto, alguns deles (na maioria, de metais de transição) apresentam cargas variáveis, e a regra do octeto não se aplica para explicar essas cargas.

Para cátions com carga fixa

Quando os cátions apresentam carga fixa, ela não é mencionada no nome da base. A carga representa o número de elétrons que o elemento químico tem na camada de valência e essa carga pode ser obtida consultando a família na qual ele está localizado na tabela periódica ou realizando a distribuição eletrônica de acordo com o Diagrama de Linus Pauling.

Hidróxido de + nome do elemento químico

NaOH: hidróxido de sódio

NH₄OH: hidróxido de amônio

KOH: hidróxido de potássio

AgOH: hidróxido de prata

Ca(OH)₂: hidróxido de cálcio

Zn(OH)₂: hidróxido de zinco

Mg(OH)₂: hidróxido de magnésio

Cd(OH)₂: hidróxido de cádmio

Al(OH)₃: hidróxido de alumínio



Para cátions com carga variável

Quando os cátions apresentam carga variável, esta deve ser mencionada no nome da base de acordo com uma das maneiras a seguir:

Hidróxido de + nome do elemento químico + carga em algarismo romano
OU

Hidróxido + nome do elemento químico + sufixo $\begin{cases} \text{ICO} & (\text{maior carga}) \\ \text{OSO} & (\text{menor carga}) \end{cases}$

Vamos utilizar como exemplo o cátion de ferro. Ele apresenta carga variável: +2 (menor valor de carga) e +3 (maior valor de carga). Assim, temos as seguintes bases que podem ser formadas:

Fe(OH)_2 : hidróxido de ferro(II) ou hidróxido ferroso

Fe(OH)_3 : hidróxido de ferro(III) ou hidróxido férrico

Outros exemplos de bases formadas por cátions com carga variável:

CuOH : hidróxido de cobre(I) ou hidróxido cuproso ($\text{Cu} = \text{cuprum}$ em latim)

Cu(OH)_2 : hidróxido de cobre(II) ou hidróxido cúprico

AuOH : hidróxido de ouro(I) ou hidróxido auroso ($\text{Au} = \text{aurum}$ em latim)

Au(OH)_3 : hidróxido de ouro(III) ou hidróxido áurico

Sn(OH)_2 : hidróxido de estanho(II) ou hidróxido estanoso

Sn(OH)_4 : hidróxido de estanho(IV) ou hidróxido estânico

Pb(OH)_2 : hidróxido de chumbo(II) ou hidróxido plumboso ($\text{Pb} = \text{plumbum}$ em latim)

Pb(OH)_4 : hidróxido de chumbo(IV) ou hidróxido plúmbico

$\text{Hg}_2(\text{OH})_2$: hidróxido de mercúrio(I) ou hidróxido mercuroso

Hg(OH)_2 : hidróxido de mercúrio(II) ou hidróxido mercúrico

Na tabela a seguir, encontramos os elementos químicos com carga variável:

ELEMENTOS QUÍMICOS COM CARGA VARIÁVEL				
Monovalentes	Bivalentes	Trivalentes	Tetravalentes	Pentavalentes
Cu^+ cuproso	Cu^{2+} cúprico	—	—	—
$(\text{Hg}_2)^{2+}$ mercuroso	Hg^{2+} mercúrico	—	—	—
—	Mn^{2+} manganoso	Mn^{3+} manganês (III)	Mn^{4+} mangânico	—
—	Cr^{2+} cromoso	Cr^{3+} crómico	—	—
—	Fe^{2+} ferroso	Fe^{3+} férrico	—	—
—	Co^{2+} cobaltoso	Co^{3+} cobáltico	—	—
—	Ni^{2+} níqueloso	Ni^{3+} níquelico	—	—
—	Sn^{2+} estanoso	—	Sn^{4+} estânico	—
—	Pb^{2+} plumboso	—	Pb^{4+} plúmbico	—
—	Pt^{2+} platinoso	—	Pt^{4+} platânico	—
—	Ti^{2+} titanoso	—	Ti^{4+} titânico	—
Au^+ auroso	—	Au^{3+} áurico	—	—
—	—	As^{3+} arsenioso	—	As^{5+} arsênico
—	—	Sb^{3+} antimoniioso	—	Sb^{5+} antimônico

Em Biologia
vemos que...

...excretas é a designação biológica empregada aos resíduos nitrogenados produzidos pelo metabolismo, devendo ser eliminados a fim de permitir um estado de equilíbrio interno (homeostase) do organismo [...]

O tipo de excreção de uma dessas substâncias tóxicas está diretamente relacionado com a quantidade de água disponível na composição corpórea de cada ser vivo, como também associado ao ambiente onde ele habita.

Classificação quanto ao tipo de excreta:

Amoniotélicos (animais que excretam amônia) → essa substância é extremamente tóxica aos organismos, sendo a alta solubilidade em água uma propriedade química considerável durante a evolução, principalmente dos invertebrados aquáticos e peixes ósseos.

Uretotélicos (animais que excretam ureia) → substância solúvel em água, contudo menos tóxica que a amônia. Sintetizada no fígado dos vertebrados a partir da reação da amônia e o gás carbônico, representa uma estratégia adaptativa de certos animais terrestres: os anelídeos, os peixes cartilaginosos [tubarão e raia], os anfíbios [na fase adulta, pois na fase de girino excretam amônia, uma vez que vivem na água] e os mamíferos.

Uricotélicos (animais que excretam ácido úrico) → substância de toxicidade baixa e insolúvel em água, [...] utilizada pelos insetos, répteis e aves.

RIBEIRO, Krukembergue Divino Kirk da Fonseca. "Os tipos de excretas". Mundo educação. Disponível em: <<https://mundoeducacao.bol.uol.com.br/biologia/os-tipos-excretas.htm>>. Acesso em: 14 jul. 2021.

• Aplicações no cotidiano

A seguir, temos exemplos de aplicações de algumas bases estudadas:

Hidróxido de sódio (soda cáustica) – NaOH

Leopartizi/Stockphoto.com



A soda cáustica é utilizada como matéria-prima na fabricação de sabão.

- Utilizada como matéria-prima na fabricação de sabão.
- Utilizada para desentupir pias e vasos sanitários, sendo encontrada em supermercados com o nome de “diabo verde”.

Hidróxido de cálcio (cal apagada, extinta ou hidratada) – Ca(OH)₂

RomanovRV/Shutterstock.com



A pintura branca presente nos troncos das árvores contém cal apagada, substância alcalina usada para combater a proliferação de fungos.

- Utilizada como argamassa na construção civil.
- Utilizada para corrigir a acidez do solo e na caiação de paredes, calçadas e troncos de árvores.

Hidróxido de magnésio (leite de magnésia) – Mg(OH)₂

Jayjued/Shutterstock.com



O leite de magnésia é utilizado como antiácido estomacal.

- Utilizado como antiácido estomacal, evitando a azia.
- Utilizado como laxante.

Hidróxido de alumínio – Al(OH)₃

Panupol Natkritkun/Shutterstock.com



Em estações de tratamento de água, utiliza-se hidróxido de alumínio como agente floculador. Por ser uma base praticamente insolúvel em água, as impurezas presentes aderem aos flocos, ocorrendo deposição dos sólidos no fundo do tanque.

- Utilizado em estações de tratamento de água como floculador.
- Utilizado como componente de antiácidos estomacais.



Hidróxido de amônio – NH₄OH

Angelo Cordeschi/Shutterstock.com



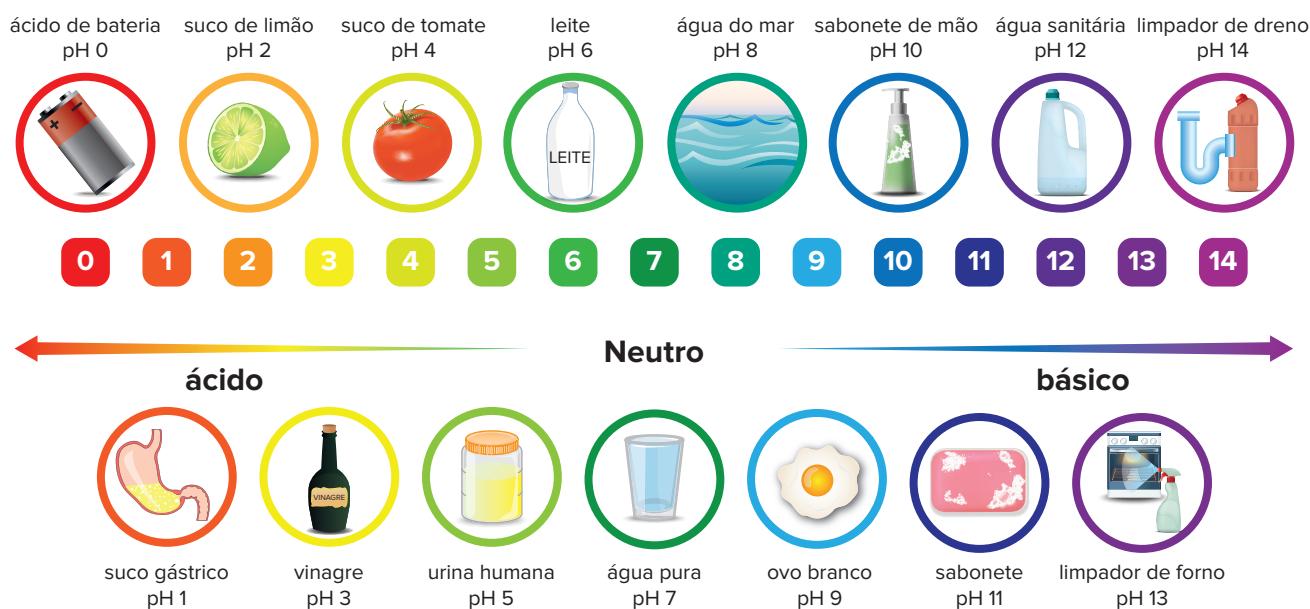
Produtos de limpeza à base de hidróxido de amônio podem ser usados como desengordurantes.

- Utilizado na produção de ácido nítrico para a produção de fertilizantes e explosivos.
- Utilizado em desinfetantes para limpeza doméstica.

Escala de pH

Sabemos que o suco de limão, o suco de tomate, o suco de laranja, o cafezinho e o vinagre são exemplos de substâncias ácidas; porém, você saberia dizer qual delas é a mais ácida?

O grau de acidez ou basicidade de uma solução pode ser expresso por meio da escala de pH (potencial hidrogeniônico), que será estudada com detalhes na terceira série do Ensino Médio. Por ora, vamos explorá-la, na figura a seguir, para termos uma noção do grau de acidez/basicidade de uma solução.



Escala de pH com exemplos de aplicação em cada valor.

A escala varia de 0 a 14 a 25 °C, sendo que as soluções ácidas apresentam pH < 7, as soluções neutras apresentam pH = 7, e as soluções básicas, pH > 7. Quanto mais próximo de um valor extremo da escala, mais intenso é o caráter daquele meio. Por exemplo, um suco de limão (pH = 2) tem maior acidez que um suco de tomate (pH = 4).



O pHmetro é um aparelho utilizado para medir o pH.



Papel indicador universal utilizado para medir o pH por comparação com a escala de referência.

Mais

Sangue do diabo (tinta que desaparece – EXPERIÊNCIA QUÍMICA), Manual do mundo.

O vídeo mostra como fazer a experiência chamada “sangue do diabo”, que envolve uma base – o NH_4OH . Trata-se de uma forma divertida de colocar em prática o que estudamos até agora sobre as bases inorgânicas.

Disponível em:

<<https://www.youtube.com/embed/q4D1Q3eGHXk>>. Acesso em: 4 ago. 2021.

A medida exata do pH é realizada por meio de um aparelho eletrônico digital chamado pHmetro (lê-se “peagômetro”), representado na figura ao lado. Pode-se utilizar ainda o papel indicador universal, uma tira que é mergulhada na solução de interesse de cálculo do pH e comparada com uma escala colorida de referência para se ter ideia do pH da solução.

Medir o pH de soluções é algo muito comum em diversas aplicações práticas, como em análises da qualidade da água presente nas piscinas, em procedimentos de controle de qualidade ambiental de rios, em diversos procedimentos utilizados na agronomia e no controle de qualidade de alimentos e produtos de limpeza. Nas piscinas, é comum o uso de *kits* que medem a quantidade de cloro e o pH da piscina. A quantidade de cloro é medida em uma grandeza conhecida como parte por milhão (ppm) e é utilizado o reagente orto-tolidina; para analisar o pH, é utilizado o reagente vermelho fenol.



Kit utilizado em piscinas para medir o teor de cloro e o pH da água.

Indicadores ácido-base

Indicadores são substâncias que indicam o caráter do meio (ácido, básico ou neutro) por meio da mudança de coloração. Eles podem ser caseiros (como o extrato de repolho roxo, plantas de flores – como hortênsias –, vinho tinto, vinagre etc.) ou laboratoriais (papel de tornassol, fenolftaleína, azul de bromotimol etc.), sendo os laboratoriais mais precisos do que os caseiros.

No laboratório, quando uma solução muda de cor, dizemos que ela atingiu seu **ponto de viragem**. Esse ponto varia de acordo com o indicador utilizado. A fenolftaleína, por exemplo, apresenta ponto de viragem entre o pH 8 e 10; já o azul de bromotimol, entre o pH 6,2 e 7,6.

No quadro a seguir, podemos verificar a cor característica de cada indicador quando presente em meio ácido, básico e neutro:

INDICADORES – COLORAÇÃO CARACTERÍSTICA EM DIFERENTES MEIOS			
Indicador	Ácido	Neutro	Básico
Alaranjado de metila	vermelho	laranja	amarelo
Azul de bromotimol	amarelo	verde	azul
Fenolftaleína	incolor	incolor	rosa
Repolho roxo (extrato)	vermelho	roxo	verde
Tornassol (papel)	vermelho	roxo claro	azul
Azaleia (flor)	vermelho	rosa	azul

Questão resolvida

- 1 Ulbra-RS 2016** No capítulo Recreações Químicas, Sacks descreve suas primeiras incursões na experimentação química, como no texto abaixo.

O livro começava com Experimentos Elementares, usando tintas vegetais para vermos como mudavam de cor na presença de ácidos e álcalis. A tinta vegetal mais comum era o tornassol, retirado de um líquen [...]. Usei papéis de tornassol que meu pai tinha em sua farmácia, e vi que se tornavam vermelhos com diferentes ácidos e azuis com amônia alcalina.

(SACKS, O. *Tio Tungstênio: Memórias de uma infância química*. São Paulo: Cia. das Letras, 2002).

O uso de tornassol ainda é bastante comum nas aulas de Química. Testando os seguintes sistemas:

- | | |
|--|--|
| I. solução aquosa de CH_3COOH | IV. solução aquosa contendo CO_2 dissolvido |
| II. solução aquosa de CH_3NH_2 | V. solução aquosa de H_2SO_4 |
| III. solução aquosa de NaOH | |

A cor resultante do papel tornassol será, respectivamente:

- | | |
|--|--|
| a) Azul; azul; vermelho; vermelho; azul. | d) Azul; azul; azul; vermelho; vermelho. |
| b) Vermelho; vermelho; azul; vermelho; azul. | e) Vermelho; azul; azul; vermelho; vermelho. |
| c) Vermelho; vermelho; vermelho; azul; vermelho. | |

Resolução:

Alternativa e

As soluções I (ácido acético), IV (dióxido de carbono) e V (ácido sulfúrico) são compostos que apresentam caráter ácido; portanto, o papel de tornassol ficará vermelho. Vale lembrar que o ácido carbônico é instável e se decompõe em água e dióxido de carbono.

As soluções II e III, metanoamina e hidróxido de sódio, são compostos que apresentam caráter básico; portanto, o papel de tornassol ficará azul. A metanoamina é um composto orgânico que deriva da amônia (NH_3), que, em solução aquosa, produz a base NH_4OH .

Aplicando conhecimentos

- 1** Segundo Arrhenius, o que são bases?

.....
.....

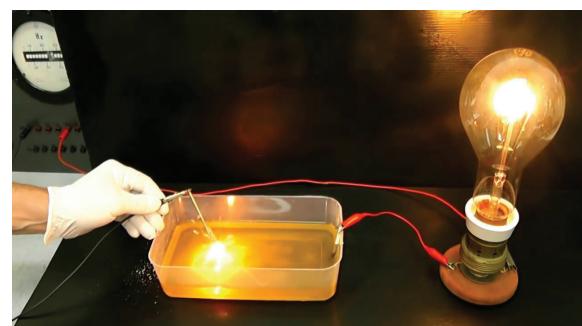
- 2** Escreva a equação da reação de dissociação para as bases, nomeie-as e classifique-as quanto à força e à solubilidade.

- a) KOH
b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
c) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
d) $\text{Pb}(\text{OH})_4$

- 3** Apenas uma base é classificada como volátil. Escreva a fórmula dessa base, seu nome e a equação da sua reação de ionização.

.....
.....
.....

- 4** Em uma aula de laboratório, foi realizado um experimento visando testar a condutividade elétrica de duas bases: hidróxido de sódio (conhecida como soda cáustica) e hidróxido de magnésio (conhecida como leite de magnésia). O professor utilizou um dispositivo para medição da condutividade como o mostrado a seguir.



Electric Experiments Roobert33/YouTube

Para isso, foram adicionados a dois bêqueres 100 mL de água a 20 °C e, em cada um, 5 g de cada uma das bases.

O brilho observado na lâmpada foi diferente, apesar dos dois testes terem sido realizados com bases. Como pode ser justificado o resultado observado?

CONSOLIDANDO SABERES

- 1 Cefet-MG 2020** Em um frasco contendo água, foi colocado, cuidadosamente, uma pequena porção de sódio (Na) metálico. Durante a reação, observou-se a liberação de um gás inflamável e a formação de uma substância que coloriu uma solução de fenolftaleína. Sobre o experimento, é INCORRETO afirmar que
- a) o gás liberado foi o O_2 .
 - b) a substância produzida é iônica.
 - c) a solução final pode ser neutralizada com um ácido.
 - d) a solução adquiriu coloração rósea após adição de fenolftaleína.

- 2 UFJF-MG 2019** As reações ácido-base são reações importantes pelas suas inúmeras aplicações. Por exemplo, pessoas que sofrem com acidez estomacal são beneficiadas diariamente por este tipo de reação química. Evidentemente, excessos podem ser prejudiciais. Várias preparações farmacêuticas de antiácidos incluem as bases hidróxido de magnésio e hidróxido de alumínio para diminuir o excesso de ácido clorídrico do estômago.

Baseado neste texto, responda:

- a) Dê a fórmula química de todos os compostos inorgânicos citados no texto.
- b) Soluções aquosas destes compostos conduzem eletricidade? Justifique.

- 3 PUC-MG 2016** Considere as seguintes afirmativas:
- I. Ácidos de Arrhenius são conhecidos por liberar íons H^+ em solução aquosa.
 - II. Bases de Arrhenius são espécies capazes de liberar íons OH^- em água.
 - III. O ácido sulfúrico 98% é um ótimo condutor de eletricidade.
 - IV. Quanto maior o grau de ionização de um ácido, maior será sua força.

Dentre as afirmativas, são **CORRETAS** apenas:

- a) I, II e IV
- b) II e IV
- c) II, III e IV
- d) I e II

- 4** Leia o texto a seguir e responda aos subitens.

Fiscalização interdita frigorífico após acidente com vazamento de amônia

A Prefeitura de Porto Ferreira (SP) interditou nessa terça-feira (21) o frigorífico Porto Aves por falta de documentos de segurança. Um vazamento de amônia (NH_3) no local provocou a intoxicação de 15 funcionários na manhã de segunda-feira (20). [...]

[O funcionário Adilson Ferreira] disse que não é a primeira vez que esse tipo de acidente acontece e que todos trabalham sem equipamentos de proteção. “Eu acho que deveria ter umas máscaras lá dentro porque é um lugar que tem gás tóxico”. [...]

O acidente aconteceu na sala de máquinas

durante um procedimento corriqueiro, informou o gerente da empresa. “Foi resolvido de imediato, mas a amônia leva alguns minutos para dissipar. Por segurança, evacuamos toda a área e dispensamos os funcionários” [...]

“Fiscalização interdita frigorífico após acidente com vazamento de amônia”, *EPTV*, 21 jan. 2014. Disponível em: <<http://g1.globo.com/sp/sao-carlos-regiao/noticia/2014/01/fiscalizacao-interdita-frigorifico-aos-acidente-com-vazamento-de-amonia.html>>. Acesso em: 14 jul. 2021.

- a) A substância descrita no texto nas condições ambientais correntes é encontrada em estado gasoso, mas, quando dissolvida em água, apresenta caráter básico. Justifique o caráter básico da amônia com o auxílio de uma equação química.
- b) Represente a fórmula eletrônica para a substância gasosa mencionada no texto.

Dados:



5 UEG-GO

Sangue de mentirinha!

De tanto assistir a filmes de terror, ou mesmo a filmes de ação, nos quais o mocinho tem sempre que apanhar primeiro, cabe sempre uma constatação e ao mesmo tempo uma pergunta: “Nossa, quanto sangue!”. É claro, tudo é de mentirinha, mas, na maioria das vezes (quando não há efeitos especiais), os diretores de filmes recorrem ao velho truque do sangue de mentirinha

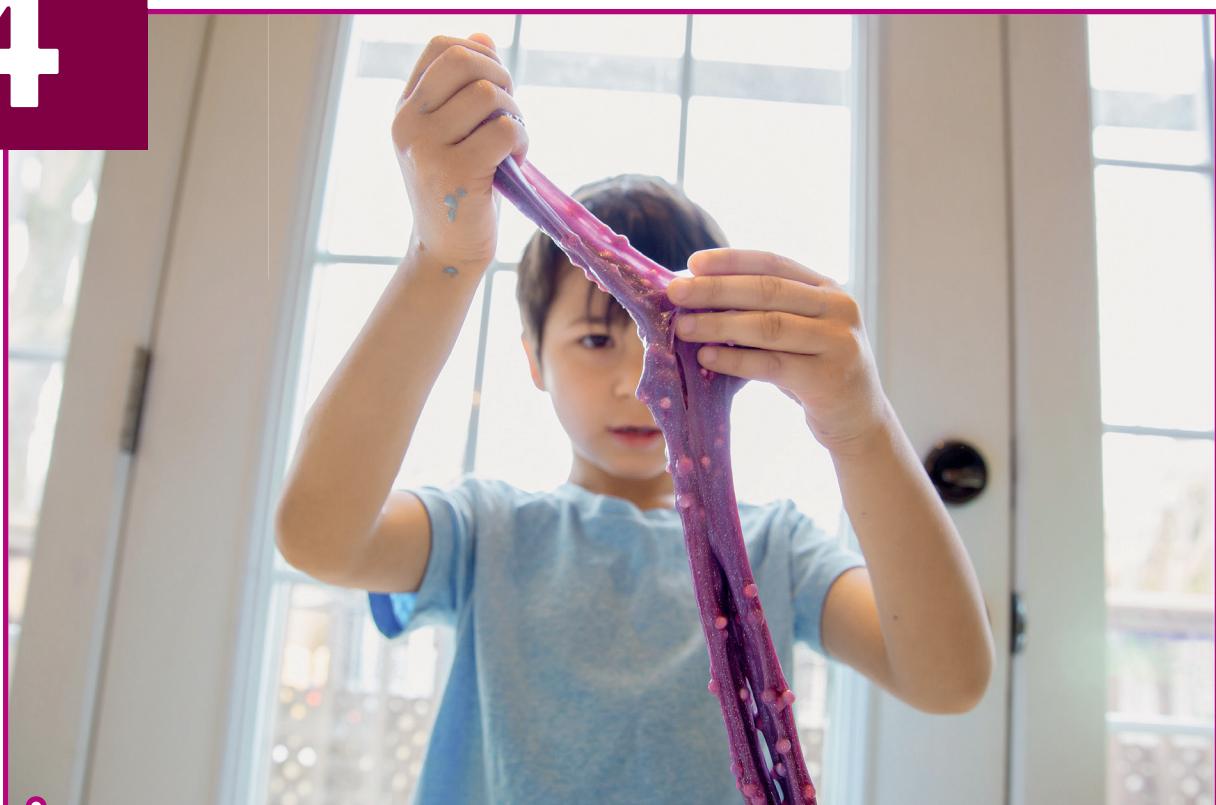
Uma forma de fazê-lo, sem manchar roupas, é medir 6 mL de água e 1 mL de detergente com amoníaco (amônia) e adicionar, com um conta-gotas, de 2 a 3 gotas de fenolftaleína, e colocar a solução num frasco de spray (do tipo desodorante). Ao borrifar a mistura num tecido branco, ele fica imediatamente manchado de vermelho. Aos poucos a mancha desaparece.

Disponível em: <<http://www.geocities.com/CollegePark/Bookstore/2334/sangue.html-adaptado>>. Acesso em: 21 ago. 2007. [Adaptado].

- a) Escreva a equação química que descreve o processo, explicando o fenômeno relatado.
- b) Explique o que ocorreria se a peça de roupa em questão fosse lavada com sabão sem antes ser lavada somente com água.

- 6 Imed-RS 2016** Considerando o indicador de pH fenolftaleína, assinale a alternativa correta.

- a) Esse indicador, na presença de uma solução ácida, torna-se róseo.
- b) A faixa de viragem da fenolftaleína e do azul de bromotimol é a mesma.
- c) Em pH 1, o indicador torna-se róseo.
- d) Em pH 10, o indicador torna-se incolor, a mesma coloração do indicador tornassol.
- e) Em pH 8, o indicador torna-se róseo.



michellegibson/Stockphoto.com

Geleca, massa gelatinosa utilizada como brinquedo, feita com hidrogenocarbonato de sódio, um sal.

A **geleca**, também conhecida por **amoeba** ou *slime*, é uma massa gelatinosa utilizada como brinquedo especialmente entre as crianças. Pode-se esticá-la, grudá-la, fazer bolhas e o que mais a criatividade permitir. Ela pode ser feita utilizando ingredientes caseiros, sendo um deles o hidrogenocarbonato de sódio (NaHCO_3), também conhecido como bicarbonato de sódio, um composto classificado como **sal**, devido a algumas características que substâncias dessa função inorgânica apresentam.

Ingredientes

- 1 tubo (90 g) de cola branca ou cola de isopor (transparente);
- 1 pacote de bicarbonato de sódio (aproximadamente 2 colheres de sopa) – vendido em supermercados;
- 1 frasco (100 mL) de água boricada 3% – vendida em farmácias;
- Corante alimentício (opcional);
- Glitter extrafino (opcional);
- Dois copos;
- Colher, garfo ou palito de picolé;
- Pote com tampa.

Como fazer

Em um copo, despeje a água boricada e acrescente 1 colher de sopa de bicarbonato de sódio. Misture. Acrescente mais bicarbonato e mexa sempre, até parar de sair “bolhas” do copo. Em outro copo, acrescente o tubo inteiro de cola, 5 gotas de corante alimentício e o glitter. Misture.

Com a colher, transfira a solução de água boricada e bicarbonato de sódio para o copo que contém a cola. Continue misturando. Adicione mais solução de água boricada e bicarbonato de sódio até que a mistura fique com o aspecto de “geleca” e não grude mais na mão. Guarde sua geleca em um pote com tampa para que ela dure mais.

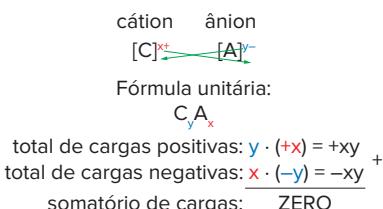
- Na experiência da geleca caseira, de qual gás são as bolhas liberadas?
- Todo sal é solúvel em água?

• Neste capítulo, serão abordadas as habilidades **EM13CNT101**, **EM13CNT104**, **EM13CNT201** e **EM13CNT307**.

Definição de sal

Sais são compostos iônicos que apresentam pelo menos um cátion proveniente de uma base e um ânion proveniente de um ácido, segundo os conceitos propostos por Arrhenius. Em solução aquosa, sofrem dissolução; suas soluções são classificadas como eletrolíticas, pois apresentam íons livres, o que as torna boas condutoras de corrente elétrica.

Um sal é obtido por meio de uma **reação de neutralização** total ou parcial entre um ácido e uma base de Arrhenius; além do sal, essa reação forma água e pode ser representada, genericamente, por:



Utilizaremos a “**regra do escorregador**” estudada nos compostos iônicos para montarmos a fórmula geral de um sal, uma vez que a montagem é feita a partir das cargas dos íons do ácido e da base que o compõem e que não entraram na composição da fórmula da água.

• Nomenclatura

Para darmos nome a um sal, devemos conhecer o nome do seu ácido de origem, pois a terminação do nome do sal tem relação com ele. Veja, a seguir, a nomenclatura proposta pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC):

SUFIXO DOS ÂNIONS DE ACORDO COM OS SUFIXOS DOS ÁCIDOS DE ORIGEM	
Terminação do ânion do sal	Terminação do ácido
ito	oso
ato	ico
eto	ídrico

Assim, podemos generalizar o nome de um sal:

nome do ânion + de + nome do cátion
↓ ↓
proveniente do ácido (proveniente da base)

Diversos exemplos de nomenclatura de sais serão abordados a seguir, junto com os tipos de reação de neutralização – reações características dos sais. Alguns desses exemplos são cloreto de sódio (NaCl), nitrato de amônio (NH_4NO_3), sulfato de cálcio (CaSO_4) e sulfato de cobre(II) (CuSO_4).

Tipos de reações de neutralização

De acordo com a proporção estequiométrica envolvida em uma reação química, podemos encontrar diferentes tipos de reação de neutralização. Vamos estudá-los caso a caso.

Neutralização total

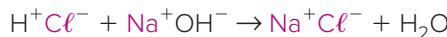
São reações de neutralização em que o número de hidrogênios ionizáveis (H^+) do ácido é **igual** ao número de hidroxilos (OH^-) da base, que juntos formarão água ($H^+ + OH^- = H_2O$). O sal, por se tratar de um composto iônico, será formado pelos íons que sobraram da base e do ácido: o cátion e o ânion, respectivamente. Um sal gerado nesse tipo de reação é classificado como **sal neutro ou normal**.



Vamos analisar alguns casos:

Exemplo 1: reação entre o ácido clorídrico (HCl) e o hidróxido de sódio (NaOH).

Vamos imaginar o ácido na forma ionizada e a base na forma dissociada para analisarmos suas cargas:



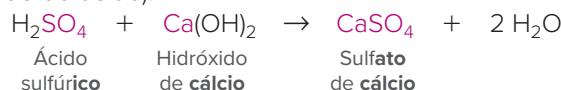
Nesse exemplo, tínhamos um monoácido (1 H^+) e uma monobase (1 OH^-) reagindo na proporção de 1:1, formando, assim, uma molécula de água. Os íons que sobraram formaram um composto iônico, por isso vemos como produto, além da água, o sal formado pelo cátion Na^+ (oriundo da base) e pelo ânion Cl^- (oriundo do ácido). Vale lembrar que o cátion sempre vem na frente do ânion na fórmula de um composto iônico, pois a IUPAC recomenda que eles sejam **escritos na ordem crescente de eletronegatividade**.



Exemplo 2: reação entre o ácido sulfúrico (H_2SO_4) e o hidróxido de cálcio $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$.



Temos um diácido (2 H^+) e uma dibase (2 OH^-) reagindo na proporção de 1:1, formando, assim, duas moléculas de água. Os íons que sobraram formaram um composto iônico, por isso vemos como produto, além da água, o sal formado pelo cátion Ca^{2+} (oriundo da base) e pelo ânion SO_4^{2-} (oriundo do ácido).



Exemplo 3: reação entre o ácido cloroso (HClO_2) e o hidróxido de alumínio $[\text{Al}(\text{OH})_3]$.



Aqui temos um monoácido (1 H^+) e uma tribase (3 OH^-). Para que a neutralização seja total, devemos balancear a reação na proporção de 3:1, formando, assim, três moléculas de águas. Os íons que sobraram formaram um composto iônico, por isso vemos como produto, além da água, o sal formado pelo cátion Al^{3+} (oriundo da base) e pelo ânion ClO_2^- (oriundo do ácido).



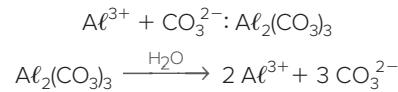
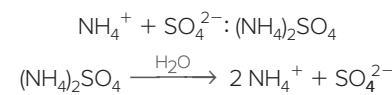
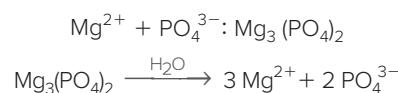
Toda vez que um exercício solicitar uma reação de neutralização, iremos montar a neutralização total do ácido e da base; só faremos as neutralizações parciais caso nos seja pedido para usar uma proporção definida.

Neutralização parcial do ácido

São reações de neutralização em que o número de hidrogênios ionizáveis (H^+) do ácido é **maior** do que o número de hidroxilos (OH^-) da base, os quais, juntos, formarão água ($\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$). Assim, acontece a ionização parcial do ácido. Os hidrogênios ionizáveis que não reagiram aparecem, na composição da fórmula do sal, entre o cátion e o ânion. Seu nome também sofre algumas modificações em comparação com os sais obtidos em uma neutralização total. Um sal gerado nesse tipo de reação é classificado como **sal ácido ou hidrogenossal**.

Fique ligado!

Sais formados por **cátions** ou **ânions poliatómicos** – ou seja, que são constituídos por, ao menos, dois elementos químicos – e que apresentam carga diferente de $1+$ ou $1-$ devem aparecer dentro de parênteses ao se aplicar a “regra do escorregador” para chegar à fórmula do composto. Veja alguns exemplos de montagem da fórmula desses sais e, na sequência, como eles ficariam dissociados em água:

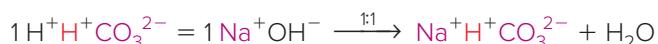




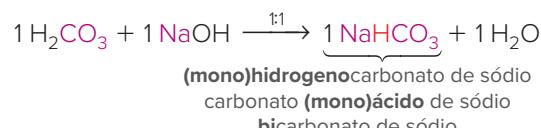
Vamos analisar alguns casos:

Exemplo 1: reação entre o ácido carbônico (H_2CO_3) e o hidróxido de sódio (NaOH) na proporção de 1:1.

Colocando o ácido na forma ionizada e a base na forma dissociada, podemos analisar suas cargas:



Temos um diácido (2H^+) e uma monobase (1OH^-) reagindo na proporção de 1:1, formando, assim, uma molécula de água e um sal que contém o outro íon H^+ que não reagiu com o OH^- . Esse hidrogênio aparece entre o cátion e o ânion do sal.



Fique ligado!

Não confunda a classificação de um sal com suas propriedades!

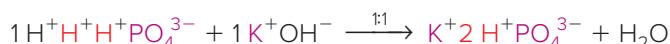
Por exemplo, o **bicarbonato de sódio (NaHCO_3)** é classificado como um **sal ácido**, pois, em sua composição, encontramos um íon H^+ que não reagiu com as hidroxilas presentes na base. No entanto, **apresenta propriedades básicas**, sendo utilizado para neutralizar excesso de ácidos.

O sal pode receber qualquer um dos três nomes dados acima, sendo o prefixo “mono” opcional. Assim, também estaria correto hidrogenocarbonato de sódio ou carbonato ácido de sódio. O prefixo “bi” pode ser utilizado apenas quando temos um diácido que sofre uma neutralização parcial. Esse prefixo tem origem histórica: na época, não se conhecia com exatidão todas as fórmulas dos compostos e acreditava-se que o bissulfato fosse o “dobro” do sulfato, por exemplo.

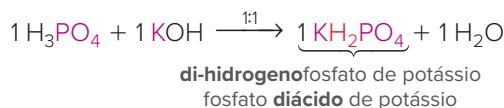
H_2SO_4 sulfúrico	$\overrightarrow{\text{HSO}_4^-}$ $\overleftarrow{\text{SO}_4^{2-}}$	bissulfato sulfato	H_2CO_3 carbônico	$\overrightarrow{\text{HCO}_3^-}$ $\overleftarrow{\text{CO}_3^{2-}}$	bicarbonato carbonato
H_2SO_3 sulfuroso	$\overrightarrow{\text{HSO}_3^-}$ $\overleftarrow{\text{SO}_3^{2-}}$	bissulfito sulfito	H_2S sulfídrico	$\overrightarrow{\text{HS}^-}$ $\overleftarrow{\text{S}^{2-}}$	bissulfeto sulfeto

Exemplo 2: reação entre o ácido fosfórico (H_3PO_4) e o hidróxido de potássio (KOH) na proporção de 1:1.

Olhando as fórmulas do ácido na forma ionizada e da base na forma dissociada, podemos analisar suas cargas:



Temos um triácido (3H^+) e uma monobase (1OH^-) reagindo na proporção de 1:1, formando, assim, uma molécula de água e o sal, o qual contém os outros dois H^+ que não formaram água, sendo que estes deverão aparecer entre o cátion e o ânion na fórmula do sal.



Neutralização parcial da base

São reações de neutralização em que o número de hidrogênios ionizáveis (H^+) do ácido é **menor** do que o número de hidroxilas (OH^-) da base, os quais juntos formarão água ($\text{H}^+ \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$). Com isso, acontece a neutralização parcial da base. Os íons OH^- que sobram aparecerão entre parênteses na fórmula do sal e estarão localizados entre o cátion e o ânion. Seu nome também sofre algumas modificações em comparação com os sais obtidos em uma neutralização total. Um sal gerado nesse tipo de reação é classificado como **sal básico** ou **hidroxissal**.

Fique ligado!

O prefixo “di”, assim como todos os prefixos multiplicadores (tri, tetra etc.), são **obrigatórios**. Apenas o prefixo “mono” é opcional.



Mais

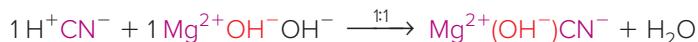
Aqua Regia dissolves Gold, Periodic Videos.

As proporções entre os reagentes podem formar produtos diferentes. A água régia (do latim “*aqua regia*”, que significa “água real”) é uma mistura de ácido nítrico e ácido clorídrico concentrados, geralmente, na proporção de 1 para 3. É um líquido altamente corrosivo de coloração amarela. Ela é uma das poucas substâncias que podem dissolver o ouro e a platina. A “água régia” tem esse nome devido à propriedade de dissolver os metais nobres (“regios”), embora o tantálio, o irídio e outros metais extremamente inertes possam suportar o seu ataque. A invenção da água régia é atribuída ao alquimista árabe Geber, e ela também era muito empregada por outros alquimistas; ainda hoje, é utilizada em diversos procedimentos analíticos. Vamos assistir ao vídeo que fala mais sobre a água régia. Vídeo em inglês com legendas disponíveis. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=iwnKU89CCdl>>. Acesso em: 4 ago. 2021.

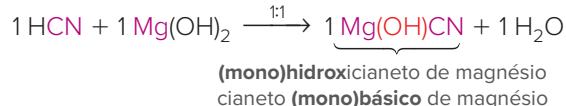
Vamos analisar alguns casos:

Exemplo 1: reação entre o ácido cianídrico (HCN) e o hidróxido de magnésio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$), na proporção de 1:1.

Vamos analisar o ácido na forma ionizada e a base na forma dissociada:



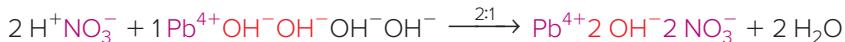
Temos um monoácido (1H^+) e uma dibase (2OH^-) reagindo na proporção de 1:1, formando, assim, uma molécula de água e um sal, cuja fórmula contém, entre o cátion e o ânion, o íon OH^- que não reagiu com o H^+ .



O sal pode receber qualquer um dos dois nomes dados acima, sendo o prefixo “mono” opcional. Assim, também estaria correto hidroxicianeto de magnésio ou cianeto básico de magnésio.

Exemplo 2: reação entre o ácido nítrico (HNO_3) e o hidróxido de chumbo(IV) ($\text{Pb}(\text{OH})_4$) na proporção de 2:1.

Vamos imaginar o ácido na forma ionizada e a base na forma dissociada para analisarmos suas cargas:



Temos um monoácido (1H^+) e uma tetrabase (4OH^-) reagindo na proporção de 2:1, formando, assim, duas moléculas de água, e sobram dois íons OH^- sem reagir. Esses íons estarão presentes na fórmula do sal e deverão aparecer entre o cátion e o ânion.



O sal pode receber ainda os nomes que evidenciam a carga variável de um metal. O chumbo apresenta cargas +2 e +4; logo, também estariam corretos os nomes dihidroxinitrato plúmbico ou nitrato dibásico plúmbico.

Questão resolvida

1 Mackenzie-SP 2016 Alguns produtos comercializados no mercado têm como principais componentes substâncias inorgânicas, nas quais o elemento químico sódio encontra-se presente. Na tabela abaixo, segue a relação de algumas dessas substâncias.

PRODUTOS COMERCIALIZADOS	SUSTÂNCIAS INORGÂNICAS
Água sanitária	Hipoclorito de sódio
Desentupidores de pia	Hidróxido de sódio
Sal de cozinha	Cloreto de sódio
Fermento químico	Hidrogenocarbonato de sódio
Creme dental	Fluoreto de sódio

Assinale a alternativa na qual encontram-se as fórmulas químicas das substâncias inorgânicas presentes nos produtos comercializados, na ordem que aparecem na tabela, de cima para baixo.

- a) NaHClO , NaOH , NaClO , NaHCO_3 e NaF .
- b) NaClO , NaOH , NaCl , NaHCO_3 e NaF .
- c) NaHClO , NaCl , NaOH , NaHCO_2 e Na_2F .
- d) NaClO , NaHO , NaCl , NaHCO_4 e Na_2F .
- e) NaHClO , NaHO , NaCl , NaHCO_3 e NaF_2 .

Resolução:

Alternativa b

SUSTÂNCIAS INORGÂNICAS	FÓRMULAS QUÍMICAS
Hipoclorito de sódio	NaClO
Hidróxido de sódio	NaOH
Cloreto de sódio	NaCl
Hidrogenocarbonato de sódio	NaHCO_3
Fluoreto de sódio	NaF



• Sais duplos ou mistos

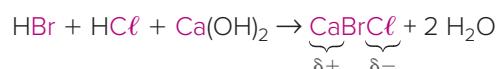
Sais duplos ou mistos são sais obtidos pela reação de neutralização entre dois ácidos e uma base ou entre um ácido e duas bases. Dessa forma, o sal formado terá dois cátions ou dois ânions.

Vamos analisar cada um dos casos mencionados.

Sais formados por dois ácidos

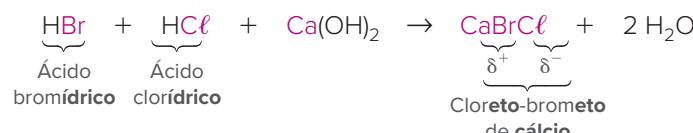
Sais obtidos pela reação entre dois ácidos e uma base.

Vamos estudar a reação entre HBr, HCℓ e Ca(OH)₂.

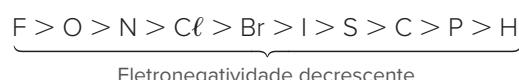


Note que temos dois ânions: brometo (Br^-) e cloreto (Cl^-). A IUPAC recomenda que eles sejam **escritos na ordem crescente de eletronegatividade**, por isso o cálcio veio antes – pois, por ser metal, é menos eletronegativo –, sendo seguido pelo brometo (ânion menos eletronegativo), que foi colocado antes do cloreto (δ^- , ânion mais eletronegativo). Para **nomeá-los**, a IUPAC recomenda que utilizemos a **ordem decrescente** de eletronegatividade para os ânions e que estes sejam separados por hifen.

nome do ânion mais eletronegativo (δ^-) +
+ nome do ânion menos eletronegativo + de + nome do cátion



Vale lembrar, aqui, a fila da eletronegatividade dos ametais em ordem decrescente:



Sais formados por duas bases

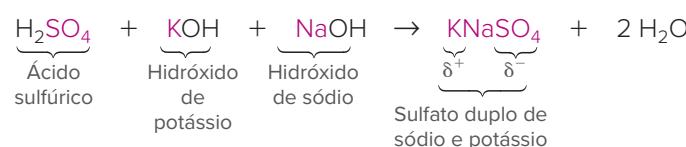
Sais obtidos pela reação entre um ácido e duas bases.

Vamos estudar a reação entre H₂SO₄, NaOH e KOH.



Note que temos dois cátions: potássio (K^+) e sódio (Na^+). A IUPAC recomenda que eles sejam **escritos na ordem crescente de eletronegatividade**, por isso o potássio (δ^+ , cátion mais eletropositivo e, portanto, menos eletronegativo) foi colocado antes do sódio (cátion menos eletropositivo), que é seguido do sulfato. Para **nomeá-los**, a IUPAC recomenda que utilizemos a **ordem decrescente** de eletronegatividade para os cátions e o termo "duplo" junto do ânion.

nome do ânion + duplo + de + nome do cátion mais eletronegativo +
+ e + nome do cátion menos eletronegativo



• Sais hidratados

Sais hidratados são sais que absorvem água da atmosfera e a incorporam em seu retículo cristalino, fenômeno denominado **higroscopia**. O número de moléculas incorporadas varia entre os diversos sais. A fórmula geral desses sais é $CA \cdot n H_2O$, em que o cátion está representado por (C^+), o ânion por (A^-), e o “n” indica o grau de hidratação que aquele sal apresenta.

Para darmos nome, devemos seguir o padrão:

nome do ânion + de + nome do cátion + prefixo + hidratado

O prefixo representa o número de moléculas de água presentes, sendo 1 (mono), 2 (di), 3 (tri), 4 (tetra), 5 (penta) etc.

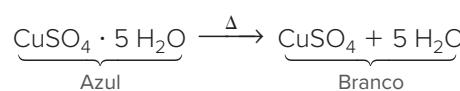
Veja os exemplos abaixo:

- $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$: sulfato de cobre(II) penta-hidratado
- $CaCl_2 \cdot 2 H_2O$: cloreto de cálcio di-hidratado
- $Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$: sulfato de sódio deca-hidratado

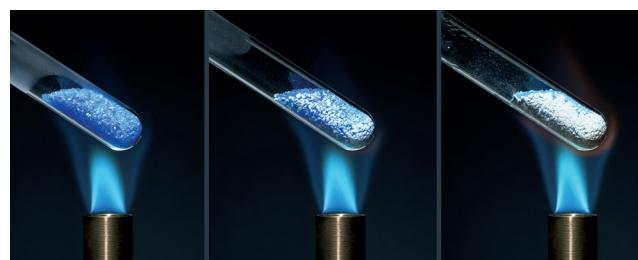
Quando um **sal é aquecido**, ele perde água e se torna um **sal anidro**.

Suas propriedades são completamente diferentes dos sais hidratados, inclusive no aspecto.

Como primeiro exemplo, podemos analisar o sulfato de cobre(II) penta-hidratado, que tem cor azul e que, ao ser aquecido ($\sim 300^\circ C$), elimina água e muda sua coloração para branco, conforme representado na equação abaixo e na figura a seguir.



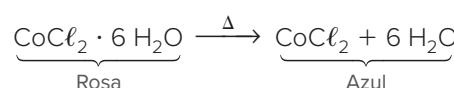
O símbolo Δ acima da seta indica que a reação ocorre com **aquecimento**.



Turtle Rock Scientific/Science Source/Fotoarena

Sulfato de cobre(II) hidratado (azul) e anidro (branco).

O mesmo ocorre com o cloreto de cobalto(II) hexa-hidratado, que altera sua coloração de rosa para azul ao ser aquecido, como observamos na equação abaixo e na figura a seguir.



Turtle Rock Scientific/Science Source/Fotoarena

Cloreto de cobalto(II) hidratado (rosa) e anidro (azul).



• Solubilidade em água

Sais são compostos iônicos. Assim, quando colocados em água, sofrem dissociação, gerando íons livres – uns mais que outros. A solubilidade de um sal não é algo simples de se determinar: devemos calculá-la experimentalmente, adicionando, em um bêquer, água e sal para analisá-la. Os dados são obtidos por meio de experimentos que ocorrem à temperatura ambiente (25°C), uma vez que a temperatura influencia na solubilidade de um sal. Podemos simplificar esses dados organizando-os em uma tabela que traz uma regra geral para a solubilidade dos sais de acordo com sua composição química. Alguns cátions e ânions dão ao sal a característica de ser solúvel em água.

SOLUBILIDADE DOS SAIS EM ÁGUA (A 25°C)		
Íons	Regra geral	Exceções
Nitratos (NO_3^-)	Solúveis	—
Acetatos (CH_3COO^-)	Solúveis	—
Alcalinos (IA)	Solúveis	—
Amônio (NH_4^+)	Solúveis	—
Cloreto (Cl^-)	Solúveis	$\text{Ag}^+, \text{Hg}_2^{2+}, \text{Pb}^{2+}$
Brometos (Br^-)	Solúveis	$\text{Ag}^+, \text{Hg}_2^{2+}, \text{Pb}^{2+}$
Iodetos (I^-)	Solúveis	$\text{Ag}^+, \text{Hg}_2^{2+}, \text{Pb}^{2+}$
Sulfatos (SO_4^{2-})	Solúveis	$\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}, \text{Pb}^{2+}$
Sulfetos (S^{2-})	Insolúveis	IA, IIA, NH_4^+
Fosfatos (PO_4^{3-})	Insolúveis	IA, NH_4^+
Carbonatos (CO_3^{2-})	Insolúveis	IA, NH_4^+

Não é comum falarmos em “força” de sais, porque, do ponto de vista prático, é mais importante saber sua solubilidade. Sais que são solúveis em água produzem muitos íons em solução aquosa e, assim, conduzem bem a corrente elétrica.

• Aplicações no cotidiano

A seguir, temos exemplos de aplicações de alguns dos sais estudados.

Bicarbonato de sódio – NaHCO_3

- Utilizado como fermento de pães e bolos.
- Utilizado na fabricação de extintores de incêndio do tipo espuma.



wonderland/Shutterstock.com

Extintor de incêndio à base de bicarbonato de sódio.

Fluoreto de sódio e fluoreto de estanho(II) – NaF e SnF_2 , respectivamente

- Utilizados em cremes dentais para fortalecer a hidroxiapatita dos dentes, evitando sua desmineralização e deixando-os mais resistentes à cárie.



Billion Photos/Shutterstock.com

Creme dental à base de sais de flúor.

Cloreto de sódio – NaCl

- Encontrado dissolvido nos mares e em jazidas de sal.
- Utilizado como tempero culinário e para conservar alimentos na ausência de refrigeração.



O tempero culinário cloreto de sódio é acrescido de sais de iodo (NaI e KI) para evitar o bócio, doença conhecida como "papo".

Nitrato de sódio – NaNO_3

- Utilizado para evitar proliferação de bactérias e realçar a cor dos alimentos defumados embutidos (salsichas, salames).
- Utilizado como fertilizante de plantas e na fabricação da pólvora negra e explosivos.



O salitre é uma mistura dos nitratos de sódio e de potássio (NaNO_3 KNO_3), encontrado na Bolívia e no norte do Chile.

Carbonato de sódio – Na_2CO_3

- Conhecido como barrilha ou soda, é utilizado no tratamento de água de piscina.
- Utilizado na fabricação do vidro comum, de sabões, de tintas e papel.



O vidro comum é obtido pela fusão de carbonato de cálcio, dióxido de silício (SiO_2) e carbonato de sódio.

Sulfato de magnésio – MgSO_4

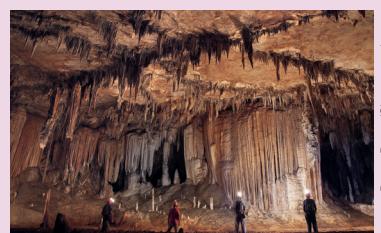
- Encontrado na água do mar, mas em menor quantidade do que o MgCl_2 e o NaCl .
- Conhecido como sal amargo ou sal de Epsom, é utilizado como laxante.



Sulfato de magnésio é conhecido como sal de Epsom, um laxante.

Carbonato de cálcio – CaCO_3

- Encontrado em jazidas de calcário, é utilizado para corrigir a acidez no solo. Quando bem compacto, constitui o mármore.
- Também é empregado na fabricação de vidro comum e cimento.



O carbonato de cálcio está presente nas stalactites e stalagmites de uma caverna.

Sulfato de cálcio – CaSO_4

- Empregado na fabricação de giz escolar.
- Na forma hidratada ($\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$), é utilizado como matéria-prima para gessos que imobilizam membros quebrados e para adorno de gesso em residências (como golas e sancas de gesso).



O giz utilizado nas salas de aula contém sulfato de cálcio.

Fosfato de cálcio – $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

- Encontrado na crosta terrestre, quando tratado com H_2SO_4 , é utilizado como fertilizante.
- É o principal componente das dolorosas pedras nos rins.



O fosfato de cálcio compõe ossos e dentes.

Hipoclorito de sódio – NaClO

- Utilizado como desinfetante e alvejante (branqueador) em água sanitária.
- Suas aplicações vão desde limpeza de residências e hospitais até clareamento de roupas brancas amareladas e tratamento de água de piscina.

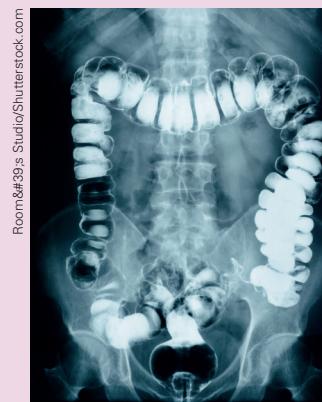
Tatiana Kochkina/Shutterstock.com



O hipoclorito de sódio é utilizado no clareamento de roupas brancas amareladas.

Sulfato de bário – BaSO₄

Por ser insolúvel em água, é muito utilizado como contraste em radiografias gastrointestinais.



Sulfato de bário sendo utilizado como contraste em radiografia do intestino.

Aplicando conhecimentos

1 O que são sais?

.....
.....
.....
.....

2 Escreva a equação da reação de dissociação para os sais e classifique-os quanto à solubilidade em água:

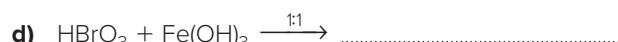
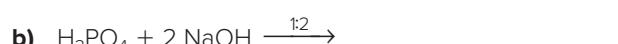
- a) K₂SO₄
- b) Ca₃(PO₄)₂
- c) FeCO₃
- d) NH₄CN

3 Escreva as equações das reações de neutralização total para a obtenção dos sais do exercício 2, nomeando os ácidos e bases utilizados.

- a) K₂SO₄
- b) Ca₃(PO₄)₂
- c) FeCO₃
- d) NH₄CN

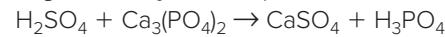
4 Complete as equações para as reações de neutralização parcial abaixo e dê o nome dos sais formados:

- a) H₂SO₄ + LiOH $\xrightarrow{1:1}$
-



5 **IF Sul-RS 2017** O ácido fosfórico é usado na fabricação de vidros, na tinturaria, na fabricação de fertilizantes fosfatados, nas indústrias alimentícias e nas farmacêuticas. Entretanto, uma aplicação do ácido fosfórico que chama bastante atenção é o seu uso em refrigerantes do tipo “cola”. A maioria dos refrigerantes no Brasil possui alto teor de ácido fosfórico, ficando com um pH > 3. Ele é utilizado principalmente como acidulante da bebida, baixando seu pH, regulando sua doçura, realçando o paladar e também atuando como conservante.

Industrialmente, o referido ácido é obtido a partir da seguinte reação de dupla troca:



Observa-se que o ácido utilizado como reagente é o _____, e o sal formado como produto é o _____.

As palavras que preenchem corretamente as lacunas, de cima para baixo, são:

- a) ácido fosforoso – fosfato de cálcio.
 b) ácido fosfórico – fosfato de cálcio.
 c) ácido sulfúrico – sulfato de cálcio.
 d) ácido sulfuroso – sulfato de cálcio.

CONSOLIDANDO SABERES

- 1 UFU-MG** Adicione uma colher de sopa de açúcar ao molho de tomate. O açúcar é utilizado para tirar aquela acidez tão típica desses molhos. Você pode adicionar açúcar aos pratos preparados em casa com molhos de tomate processados, comprados no supermercado.

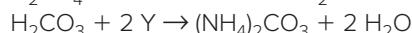
Fonte: receitapassoapasso.com.br.

É muito comum receitas indicarem a adição de açúcar para diminuir a acidez no molho de tomate, como o texto acima mostra.

Com relação a essa prática, faça o que se pede:

- a) Explique qual a ação do açúcar no molho de tomate.
- b) Explique se existe alguma atividade química do açúcar para a redução da acidez do molho de tomate.
- c) Indique uma forma de reduzir a acidez no molho de tomate que não seja por aquela mostrada na receita.

- 2 UEPG-PR 2016** Analisando as equações apresentadas abaixo, assinale o que for correto.



01. O nome correto da substância X é sulfeto de potássio.

02. A fórmula correta da substância X é K_2SO_4 .

04. O nome correto da substância Z é sulfato de sódio.

08. A fórmula correta da substância Y é NH_4OH .

Soma:

- 3 UFRGS 2020** Descobertas por Gustav Rose, em 1839, as perovskitas representam uma classe de materiais com características únicas que hoje estão revelando inúmeras e versáteis aplicações em uma ampla gama de dispositivos tecnológicos. Um tipo de perovskita muito utilizado em células solares é a baseada em haleto orgânico-inorgânicos, cuja fórmula geral é ABX_3 , em que A e B são cátions e X é um íon haloto.

O cátion A é orgânico, maior e mais eletropositivo que o cátion B, que é tipicamente um íon metálico bivalente. Um exemplo desse tipo de material é

- a) CaTiO_3
- b) $(\text{CH}_3\text{NH}_3)\text{PbI}_3$
- c) $(\text{CH}_3\text{NH}_3)\text{FeO}_3$
- d) $(\text{CH}_3\text{COO})\text{SnBr}_3$
- e) CsPbCl_3

- 4 UPE 2017** A semeadura de nuvens atualmente é usada em todo o mundo para otimizar a precipitação, tanto de chuva quanto de neve e, ao mesmo tempo, inibir o granizo e a neblina. E ela funciona. Esse tipo de semeadura tem efeito ao espalhar partículas microscópicas, a fim de afetar o desenvolvimento da condensação, agindo como núcleos de gelo artificiais. Insolúveis na água, tais partículas funcionam como suporte para o crescimento dos cristais de gelo. Para tal propósito, utiliza-se frequentemente determinado sal. Ele possui uma estrutura cristalina

similar à do gelo e forma um recife artificial onde os cristais podem crescer.

Adaptado de: <http://gizmodo.uol.com.br/semeadura-de-nuvens/>

Que sal é utilizado para semear as nuvens?

- a) AgI
- b) KI
- c) NaCl
- d) AgNO_3
- e) KNO_3

- 5 Cefet-MG 2018** Em 2011 uma carreta que transportava 19 mil litros de soda cáustica (NaOH) tombou na BR-101 próximo ao Rio Pium em Natal/RN. Com a finalidade de minimizar os efeitos nocivos deste produto, a empresa responsável pelo veículo providenciou um caminhão com cerca de 20 mil litros de um líquido capaz de neutralizar a soda cáustica presente na área afetada.

Disponível em <<http://www.tribunadonorte.com.br/noticia/soda-caustica-vazou-para-orio-pium/181781>>. Acesso em: 10 set. 2017 (adaptado).

O líquido que poderia ser utilizado nesse procedimento é o(a):

- a) vinagre.
- b) água destilada.
- c) leite de magnésia.
- d) solução de bicarbonato de sódio.

- 6 EsPCEx-SP 2018** Na ânsia pelo “elixir da longa vida”, por volta do século I, alquimistas descobriram accidentalmente a *Pólvora*, referenciada em textos de Alquimia pelos avisos quanto aos cuidados para não se misturarem certos materiais uns com os outros. A pólvora, mais conhecida desde o final do século XIX como pólvora negra, é uma mistura química que queima com rapidez. Foi extensamente utilizada como propelente em canhões e armas de fogo e atualmente ainda é empregada em artefatos pirotécnicos. Nitrato de potássio, enxofre e carvão (carbono) são os constituintes da pólvora negra. Sobre as espécies constituintes da pólvora negra afirma-se que:

Dados: Número Atômico: K = 19; N = 7; O = 8; S = 16; C = 6.

- I. o nitrato de potássio é classificado como uma base segundo a teoria de Arrhenius.
- II. a 25 °C e 1 atm a variedade alotrópica mais estável do carbono é a grafite e a do enxofre é a rômbica.
- III. a fórmula do nitrato de potássio é KNO_3 .
- IV. o enxofre é um metal radioativo que pertence à família 6A (16) da tabela periódica.
- V. o átomo de carbono (${}_{12}\text{C}$) estabelece 4 ligações químicas e possui a variedade alotrópica diamante, substância natural de alta dureza.

Estão corretas apenas as afirmativas:

- a) I e IV.
- b) II e V.
- c) III, IV e V.
- d) I, II e V.
- e) II, III e IV.

- 7 Udesc** Um estudante de Química obteve uma solução indicadora ácido-base, triturando no liquidificador algumas folhas de repolho roxo com água. Em seguida, ele dividiu a solução obtida em três tubos de ensaio (A, B e C) e no primeiro tubo adicionou uma pequena quantidade de vinagre (solução de ácido acético); no segundo alguns cristais de soda cáustica (NaOH), e no terceiro alguns cristais de sal para churrasco (NaCl), obtendo o resultado conforme mostra o quadro:

TUBO DE ENSAIO	SUBSTÂNCIA ADICIONADA	COLORAÇÃO INICIAL	COLORAÇÃO FINAL
A	Vinagre	Roxa	Vermelha
B	Soda cáustica	Roxa	Verde
C	Sal para churrasco	Roxa	Roxa

Se o estudante realizar outro experimento adicionando no tubo A KOH, no B, HNO_3 e, no C, KNO_3 , contendo a solução inicial extraída do repolho roxo, a coloração final respectivamente será:

- a) roxa, verde, roxa.
- b) roxa, vermelha, verde.
- c) verde, roxa, vermelha.
- d) vermelha, verde, roxa.
- e) verde, vermelha, roxa.

- 8 Acafe-SC 2016** Para resolver a questão a seguir considere o texto retirado do website da Universidade Federal de São Paulo (UNIFESP).

[...] 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 dissociaria, 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).

Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos assinale a alternativa que contém as fórmulas das respectivas espécies químicas: carbonato de bário, sulfato de bário, sulfato de potássio, cloreto de bário, ácido clorídrico e gás carbônico.

- a) BaCO_3 , BaSO_4 , K_2SO_4 , BaCl_2 , HCl(aq) , $\text{CO}_2(g)$.
- b) Ba_2CO_3 , BaSO_4 , KSO_4 , BaCl_2 , HCl(aq) , $\text{H}_2\text{CO}_3(g)$.
- c) BaCO_3 , BaSO_3 , K_2CO_3 , BaCl_3 , $\text{HClO}_3(aq)$, $\text{CO}_2(g)$.
- d) BaCO_3 , BaSO_4 , KSO_4 , BaCl_2 , HCl(aq) , $\text{CO}_2(g)$.

- 9 UFRGS 2017** Os compostos inorgânicos encontram amplo emprego nas mais diversas aplicações. Na Coluna 1, abaixo, estão listados cinco compostos inorgânicos; na coluna 2, diferentes possibilidades de aplicação.

Coluna 1	Coluna 2
1. Mg(OH)_2	() Usado em baterias
2. HClO	() Antiácido
3. H_2SO_4	() Usado em refrigerantes
4. NaOH	() Usado em produtos de limpeza
5. H_3PO_4	

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é

- a) 5 – 1 – 3 – 4.
- b) 1 – 2 – 3 – 5.
- c) 3 – 4 – 1 – 2.
- d) 4 – 1 – 5 – 4.
- e) 3 – 1 – 5 – 2.

- 10 PUC-MG 2016** O gesso, sulfato de cálcio anidro endurecido, é um sal muito utilizado em diversas áreas do conhecimento, tais como: medicina (imobilização de membros com fratura) e ornamentações, por exemplo. Sobre a função inorgânica sal, assinale a alternativa CORRETA.

- a) Os sais são provenientes de uma reação entre um ácido e a água.
- b) Os hidrogenossais são provenientes de uma reação de neutralização parcial, ou seja, alguns hidrogênios ionizáveis não são neutralizados.

- c) Soluções salinas não são boas condutoras de eletricidade.
 d) A classificação de “sais hidratados” se justifica por serem na verdade soluções salinas.

11 Acafe-SC 2017 Baseado nos conceitos sobre funções químicas inorgânicas, analise as afirmações a seguir.

- O ácido fosforoso possui 3 hidrogênios ionizáveis.
- Os nomes dos seguintes ânions ClO^- , NO_2^- , CrO_4^{2-} e $\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$ são, respectivamente: hipoclorito, nitrito, cromato e pirofosfato.
- Água régia corresponde a uma mistura de 3 partes de ácido nítrico para 1 parte de ácido clorídrico.

Assinale a alternativa correta.

- Todas as afirmações estão corretas.
- Todas as afirmações estão incorretas.
- Apenas I e III estão corretas.
- Apenas a II está correta.

12 ITA-SP 2016 Assinale a opção que apresenta o sal solúvel em água a 25 °C.

- | | | |
|--------------------|-----------------------------|--------------------|
| a) CaSO_4 | c) Ag_2CO_3 | e) FeBr_3 |
| b) PbCl_2 | d) Hg_2Br_2 | |

13 Uerj 2017 Para realização de movimentos de ginástica olímpica, os atletas passam um pó branco nas mãos, constituído principalmente por carbonato de magnésio. Em relação a esse composto, apresente sua fórmula química, sua função química inorgânica e o número de oxidação do magnésio. Nomeie, também, a ligação interatômica que ocorre entre o carbono e o oxigênio.

14 FCMMG 2017 Medicamentos homeopáticos baseiam-se no princípio Hipocrático “*similia similibus curantur*”, ou seja, semelhante cura semelhante, ao passo que, na medicina tradicional, a cura é baseada no princípio Hipocrático “*contraria contrariis*”, com medicamentos contrários.

Baseando-se nessas informações, indique o medicamento que **NÃO** é utilizado segundo o princípio homeopático (semelhante à doença):

- Bicarbonato de sódio (sal derivado de ácido fraco e base forte), usado no tratamento de azia estomacal.
- Coffea cruda* (café), cujo princípio ativo cafeína é um estimulante do SNC, usado no tratamento de insônia.
- Silícea (mineral contendo SiO_2 , conhecido como cimento), usado no tratamento de deficiência constitucional.
- Carbo vegetalis* (carvão vegetal com capacidade de absorver odores), usado para problemas de hálito fétido.

15 Unisa-SP 2016 Um time de futebol encomendou, junto a um fabricante de fogos de artifício, alguns rojões que, no momento da explosão, iluminem o céu com as cores do time, verde e vermelho. O fabricante tinha à sua disposição os seguintes sais para serem misturados à pólvora: sulfato de sódio, sulfato

de cobre(II), nitrato de estrôncio e nitrato de potássio. A tabela apresenta as cores das chamas obtidas na queima de alguns sais.

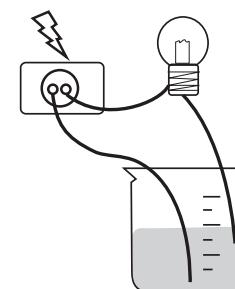
SAL	COR DA CHAMA
NaCl	Amarela
CuCl_2	Verde
K_2SO_4	Violeta
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Prateada
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	Dourada
$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	Prateada
SrCl_2	Vermelha

- Com base na tabela, determine quais sais, dentre os disponíveis para o fabricante, deverão ser utilizados na confecção dos rojões encomendados.
- Considerando que a pólvora é formada por carbono (carvão), enxofre e nitrato de potássio e que os combustíveis dessa mistura são apenas os compostos covalentes, escreva as fórmulas moleculares dos produtos obtidos na combustão completa da pólvora.

SUPERAÇÃO

Enem 2017 Realizou-se um experimento, utilizando-se o esquema mostrado na figura, para medir a condutibilidade elétrica de soluções. Foram montados cinco *kits* contendo, cada um, três soluções de mesma concentração, sendo uma de ácido, uma de base e outra de sal. Os *kits* analisados pelos alunos foram:

KIT	SOLUÇÃO 1	SOLUÇÃO 2	SOLUÇÃO 3
1	H_3BO_3	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	AgBr
2	H_3PO_4	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	KCl
3	H_2SO_4	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	AgBr
4	HClO_4	NaOH	NaCl
5	HNO_3	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	CaSO_4



Qual dos *kits* analisados provocou o acendimento da lâmpada com um brilho mais intenso nas três soluções?

- Kit 1.
- Kit 2.
- Kit 3.
- Kit 4.
- Kit 5.



Romolo Tavani/Stockphoto.com

Mudanças climáticas na Terra contribuem para o aumento do efeito estufa.

A Terra recebe energia do Sol de maneira constante, principalmente na forma de luz e outras radiações não visíveis. Parte dessa luz é absorvida pela superfície terrestre, enquanto o restante é refletido pela própria superfície na forma de radiação infravermelha (não visível). O gás carbônico (CO_2), presente no ar, absorve essa radiação infravermelha e atua como um “cobertor”, evitando que ela escape para o espaço.

Porém, a concentração de CO_2 na atmosfera tem aumentado de maneira significativa e, segundo previsões científicas, ela pode dobrar nos próximos anos, afetando o clima do mundo. Isso pode provocar o derretimento do gelo das calotas polares e elevar o nível dos oceanos de 5 a 6 metros, o que inundaria várias regiões costeiras e produziria um aumento de até 5 °C na temperatura de toda a superfície terrestre.

Conclui-se que quanto maior for a concentração de CO_2 na atmosfera, maior será a absorção de radiação infravermelha, acarretando o aquecimento da Terra e a intensificação descontrolada do efeito estufa. É importante ressaltar que outros gases, como o CH_4 , o CFC e o N_2O , encontrados na atmosfera, também contribuem para o efeito estufa, porém o CO_2 é o principal responsável.

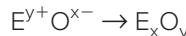
- Quartzo, hematita, pirolusita, cassiterita, bauxita e magnetita são óxidos abundantes na natureza. Você sabe que elemento químico compõe cada minério?
- A chuva na sua cidade tem caráter ácido, básico ou neutro?

Neste capítulo, serão abordadas as habilidades **EM13CNT101, EM13CNT104, EM13CNT105, EM13CNT201, EM13CNT205, EM13CNT306** e **EM13CNT307**.



Definição de óxido

Óxidos são compostos binários formados por oxigênio e por um outro elemento químico; porém, o oxigênio deve ser mais eletronegativo do que o elemento ao qual está ligado. Chamando genericamente esse elemento químico de “E”, podemos escrever a fórmula geral de um óxido:



Sendo que x representa a carga do oxigênio (-2 em um óxido), e y representa a carga do outro elemento químico.

Exemplos:



Nomenclatura

Dependendo do elemento químico ao qual o oxigênio está ligado, teremos uma nomenclatura diferente.

Quando o elemento químico (E) ligado ao oxigênio for um metal

Teremos um composto iônico, sólido à temperatura ambiente, quando o elemento químico ligado ao oxigênio (ametal) for um metal. Assim, utilizaremos a “regra do escorregador” para montar sua fórmula, e seu nome será dado seguindo este padrão:

óxido + de + nome do elemento químico (E) ligado ao oxigênio



Quando o metal ligado ao oxigênio apresentar carga variável, devemos escrever o valor dessa carga (em algarismo romano) junto ao seu nome ou usar as terminações -ico (maior valor de carga) ou -oso (menor valor de carga), assim como fizemos na nomenclatura das bases que apresentam esses metais de carga variável.

óxido + de + nome do elemento químico (E) + carga do elemento químico (E) ou -ico ou -oso
algarismo romano



Quando o elemento químico (E) ligado ao oxigênio for um ametal

Teremos um composto molecular quando o elemento químico ligado ao oxigênio (ametal) também for um ametal, pois ametais realizam ligações covalentes entre si, e o óxido formado pode ser sólido, líquido ou gasoso. Seu nome será dado utilizando o seguinte padrão:

(mono, di, tri, tetra...) óxido + de + (di, tri, tetra, penta...)
nome do elemento químico (E)

Fique ligado!

O composto OF_2 não é um óxido, apesar de ser binário e ter oxigênio.

O flúor é mais **eletronegativo** do que o oxigênio e, nos óxidos, o oxigênio deve ser o elemento químico mais eletronegativo.



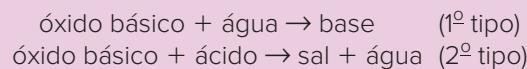
N_2O : monóxido de dinitrogênio	I_2O_7 : heptóxido de di-iodo
P_2O_5 : pentóxido de difósforo	CO : monóxido de (mono)*carbono
*O prefixo <i>mono</i> para o elemento (E) que acompanha o oxigênio é opcional e costuma ser omitido, porém ele é utilizado para o oxigênio.	

Classificação dos óxidos

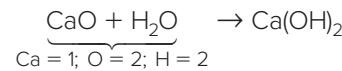
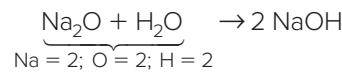
Dependendo do elemento ao qual o oxigênio está ligado, teremos reações químicas características e um tipo de classificação para o óxido.

Óxidos básicos

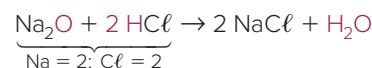
Quando o elemento (E) ligado ao oxigênio for um metal, teremos um óxido de caráter básico, pois, ao reagir com a água, formará uma base. Os óxidos básicos são compostos iônicos que participam de dois tipos de reação: um 1º tipo que reage com água, formando um composto com a função inorgânica base, ou um 2º tipo que reage com um ácido, formando um composto com a função inorgânica sal e água.



Lembre-se de que toda base é um composto iônico formado por um metal e pela hidroxila (exceto o NH_4OH); assim, para montar sua fórmula química, devemos somar todos os elementos presentes nos reagentes e escrevê-los com o padrão utilizado nas bases. Veja alguns exemplos de reações com óxidos básicos e água, características do 1º tipo esquematizado anteriormente:

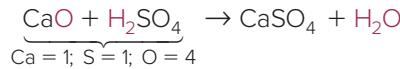


Vamos analisar agora as reações do 2º tipo, em que o óxido básico irá reagir com um ácido. Inicie a reação formando a água; para isso, utilize os hidrogênios do ácido e os oxigênios da base. Na sequência, agrupe os elementos restantes para formar o sal. Note que restaram dois átomos de sódio e dois átomos de cloro, que, juntos, formaram dois mols de cloreto de sódio, um sal (composto iônico: Na^+Cl^-). Veja:



Para formar a água, foi necessário utilizar dois mols de ácido clorídrico, uma vez que ele é um monoácido (1H^+), e a fórmula da água possui dois hidrogênios.

Observe agora um segundo exemplo, que envolve o óxido de cálcio:



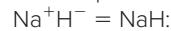
Para formar a água, foi necessário utilizar um mol de ácido sulfúrico, uma vez que ele é um diácido (2H^+), e a fórmula da água possui dois átomos de hidrogênio. Restaram um átomo de cálcio, um átomo de enxofre e quatro átomos de oxigênio, que, juntos, formaram um mol de sulfato de cálcio, um sal (composto iônico: $\text{Ca}^{2+}\text{SO}_4^{2-}$).

Fique ligado!

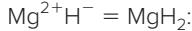
Hidretos e carbetas

Duas outras funções inorgânicas que merecem nossa atenção são os hidretos e os carbetas.

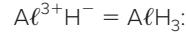
Hidretos são compostos binários formados por hidrogênio, sendo ele o elemento químico mais eletronegativo. Assim, o hidrogênio deve estar ligado a um metal. Veja alguns exemplos:



hidreto de sódio

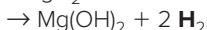
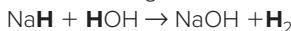


hidreto de magnésio

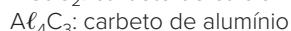


hidreto de alumínio

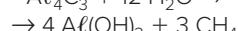
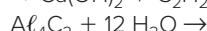
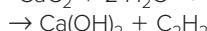
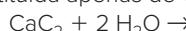
Hidretos reagem com água (representada por HOH na equação para facilitar o entendimento da reação), formando uma base e o gás hidrogênio:



Carbetos são compostos binários em que um dos elementos é o carbono. Veja alguns exemplos:



Carbetos reagem com água formando uma base e um hidrocarboneto (espécie constituída apenas de C e H):



Questão resolvida

- 1 **Uerj 2019** Café quentinho a qualquer hora: chegou ao Brasil o café *hot when you want*, que, em português, significa “quente quando você quiser”. Basta apertar um botão no fundo da lata, esperar três minutos e pronto! Café quentinho por 20 minutos!

Adaptado de <https://www1.folha.uol.com.br/folha/educacao/ult305u10268.shtml>, 15/02/2002.

As latas desse produto possuem um compartimento com óxido de cálcio e outro com água. Ao pressionar o botão, essas duas substâncias se misturam, gerando energia e esquentando o café rapidamente. Escreva a equação química que representa a reação entre o óxido de cálcio e a água, nomeando o produto formado e classificando-a, ainda, quanto ao calor envolvido.

Resolução:

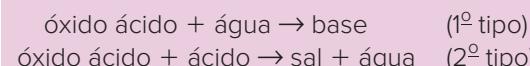
Equação química que representa a reação entre o óxido de cálcio e a água:



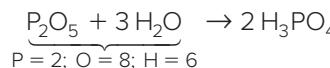
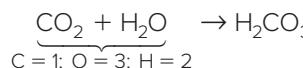
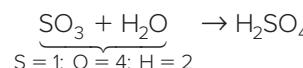
Produto formado (Ca(OH)_2): hidróxido de cálcio (exotérmica, pois libera calor).

Óxidos ácidos

Quando o elemento (E) ligado ao oxigênio for um ametal, teremos um óxido de caráter ácido, pois irá formar um ácido ao reagir com a água. Esses óxidos são compostos moleculares que participam de dois tipos de reação: um 1º tipo no qual eles reagem com a água, formando um ácido, e um 2º tipo no qual eles reagem com uma base, formando sal e água.



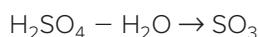
Lembre-se de que todo ácido é um composto molecular formado por ametais (salvo alguns ácidos já estudados que possuem metais em sua composição, como o H_2CrO_4). Para montar sua fórmula, devemos somar todos os elementos presentes nos reagentes. Veja alguns exemplos de reações com óxidos ácidos e água, características do 1º tipo:



Note, no último exemplo, que o ácido formado por fósforo é um triácidio (possui três hidrogênios ionizáveis: 3H^+). Para que a reação fique devidamente balanceada, devemos utilizar três mols de água para formar dois mols de ácido.

A fórmula de um óxido ácido é a mesma da de um ácido que perdeu água, cujo nome, na Química, é **anidrido**, ou **anidro** (sem água).

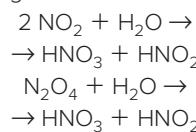
Veja alguns exemplos de reações estudadas quando o ácido perde água:



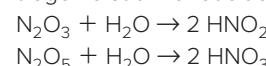
Trióxido de enxofre (nome dado utilizando a regra geral).
Anidrido sulfúrico (nome dado enfatizando a perda de água pelo óxido ácido).

Fique ligado!

Os óxidos ácidos NO_2 e N_2O_4 reagem com água, originando **dois ácidos**:



Os óxidos ácidos N_2O_3 e N_2O_5 ao reagirem com a água, formarão oxiácidos diferentes, uma vez que os oxiácidos formados por nitrogênio são monoácidos:

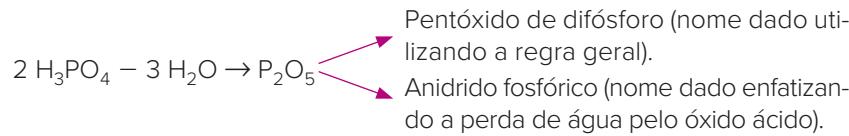




Produção de gelo seco [s.d.], [s.l.].

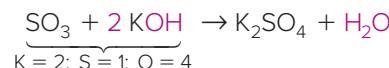


Magnetita, pedra-ímã natural, composta por óxido duplo de ferro.



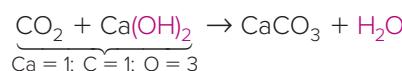
Note que, no último exemplo, por se tratar de um triácido, precisamos de dois mols do ácido e três mols de água, pois um óxido é um composto binário formado por oxigênio e mais um elemento químico (nesse caso, o fósforo) e não poderia “sobrar” hidrogênios.

Vamos analisar agora reações do 2º tipo, em que o óxido ácido irá reagir com uma base. Inicie a reação formando a água; para isso, utilize dois hidrogênios e um oxigênio da base. Os átomos dos elementos químicos que restarem formarão o sal. Veja:



Para formar a água, foi necessário utilizar dois mols de hidróxido de potássio, uma vez que essa base é uma monobase (apresenta 1 OH⁻), e a fórmula da água apresenta dois átomos de hidrogênio. Restaram dois átomos de potássio, um de enxofre e quatro de oxigênio (um dos oxigênios pertence ao KOH e não foi utilizado para formar a água), que, juntos, formaram um mol de sulfato de potássio, um sal (composto iônico: K⁺SO₄²⁻).

Observe agora um segundo exemplo, utilizando o dióxido de carbono e o hidróxido de cálcio:



Para formar a água, utilizamos um mol de hidróxido de cálcio, uma vez que essa base é uma dibabase (apresenta 2 OH⁻), e a fórmula da água apresenta dois átomos de hidrogênio. Restaram um átomo de cálcio, um de carbono e três de oxigênio (um átomo de oxigênio pertence ao Ca(OH)₂ e não foi utilizado para formar a água), que, juntos, formaram um mol de carbonato de cálcio, um sal (composto iônico: Ca²⁺CO₃²⁻).

Para reproduzir experimentalmente a equação anterior, devemos colocar, em um tubo de ensaio, uma solução incolor aquosa de Ca(OH)₂, conhecida como “água de cal”, e, com o auxílio de um canudinho, assoprar dentro do tubo de ensaio (lembre-se de que o ar que expiramos contém CO₂). A reação será evidenciada pela mudança de cor da solução, de incolor para branco, uma vez que o CaCO₃ forma um sólido branco insolúvel. Dizemos, então, que a solução ficou **turva**.

Óxidos neutros ou indiferentes

São óxidos que não reagem com água, nem com ácidos nem com bases. Os principais são CO, NO e N₂O.

O fato de não reagirem com água, bases ou ácidos não significa que eles não participam de nenhuma reação química. Por exemplo, o CO é um dos diversos produtos gerados na combustão incompleta do cigarro. Também, ao reagir com a hemoglobina presente no sangue, formará a carboxiemoglobina, substância que impede o transporte de oxigênio, podendo causar dor de cabeça, enjoos, inconsciência ou, até mesmo, morte, caso ocorra a inalação de grande quantidade do gás.

Óxidos duplos ou mistos

São óxidos formados por metais que possuem carga variável. A **magnetita** (pedra-ímã natural) é um óxido duplo, formado pela união do óxido de ferro(II) com o óxido de ferro(III) – conhecido como hematita,

principal minério do ferro. Seu nome oficial seria óxido de ferro(II-III), porém seu nome usual (magnetita) é o mais utilizado. Veja:

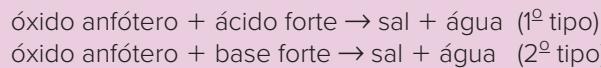


Outro exemplo é o **zarcão**, utilizado como base na pintura de superfícies metálicas para evitar a formação de ferrugem. Ele é um óxido duplo formado pela união do óxido de chumbo(II) e do óxido de chumbo(IV). Seu nome oficial seria óxido de chumbo(II-IV).

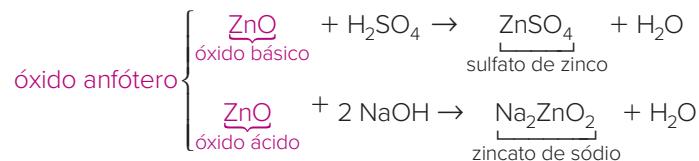


Óxidos anfóteros

São óxidos que possuem características ambíguas, podendo assumir caráter básico ou ácido, dependendo da substância com a qual estiverem em contato. São compostos por elementos localizados na parte central da tabela periódica (Zn, Pb, Sn, Al, As e Sb) e podem participar de dois tipos de reação: um 1º tipo em que apresentam caráter básico, pois reagem com um ácido forte, formando sal e água, ou um 2º tipo em que apresentam caráter ácido, pois reagem com uma base forte, formando sal e água.



Como exemplo, vamos utilizar o óxido de zinco (ZnO), conhecido como alvaiade – um pó branco usado para pintar o rosto.



Peróxidos

A água oxigenada é uma solução aquosa de fórmula H_2O_2 , cujo nome oficial é peróxido de hidrogênio. Ela é muito utilizada na desinfecção de ferimentos e como produto de limpeza em residências. Além disso, é empregada nos seguintes setores da indústria química: processamento de madeira, celulose e papel; tratamento de despejos industriais; fabricação de solventes e plásticos; e branqueamento industrial das fibras de algodão para fazer tecidos. A fórmula eletrônica da água oxigenada está representada a seguir.



Se fosse possível retirar os dois hidrogênios dessa solução, cada oxigênio perderia um elétron, e a estrutura resultante teria dois átomos de oxigênio e duas cargas negativas:



O íon resultante é o íon peróxido (O_2^{2-}). Ele se liga ao hidrogênio, aos metais alcalinos (IA) ou aos metais alcalino-terrosos (IIA). Sua nomenclatura oficial é:

peróxido + de + nome do elemento químico

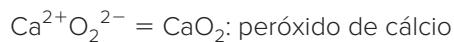
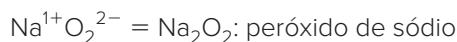


O zarcão é utilizado como base na pintura de superfícies metálicas, evitando a formação de ferrugem.

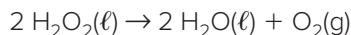
- **Anfóteros:** deriva do prefixo grego "amphi", que significa "ambos", indicando o comportamento característico desse grupo de óxidos.



A maquiagem branca é composta por óxido de zinco (ZnO).



A água oxigenada é vendida em farmácias e lojas de produtos de beleza em embalagens escuras ou opacas, pois ela se decompõe ao entrar em contato com a luz, liberando gás oxigênio e água, como mostra a equação química:

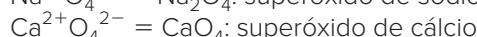


Nos rótulos das embalagens, aparecem informações como 10 volumes, 20 volumes etc. Esse valor está relacionado ao volume de gás oxigênio liberado na decomposição total de 1 L de H_2O_2 . Isso significa que, se o volume liberado for de 10 L, a água oxigenada será chamada de 10 V; se o volume liberado for de 20 L, a água oxigenada será de 20 V etc.

Superóxidos

Assim como os peróxidos, são óxidos que possuem um grupo característico (O_4^{2-}), apresentando como número de oxidação (Nox) médio do oxigênio o valor $-\frac{1}{2}$. Nesse tipo de composto, o oxigênio se liga aos metais alcalinos (IA) ou aos metais alcalino-terrosos (IIA). Sua nomenclatura oficial é:

superóxido + de + nome do elemento químico



Superóxidos são compostos extremamente instáveis; assim, não os encontramos na natureza.

Aplicações no cotidiano

Óxido de cálcio (cal viva) – CaO

- Obtido por meio da decomposição térmica do calcário (CaCO_3).
- Utilizado na construção civil e conhecido como **cal viva**, ou **cal virgem**.



Calagem do solo, utilizando cal viva – uma mistura de areia, cimento e cal – para corrigir a acidez do solo.

Óxido de magnésio – MgO

- Obtido na reação de queima do magnésio:
$$\text{Mg} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$$
- Essa reação libera uma luz muito forte, que é a mesma que ocorre no *flash* fotográfico. Ao reagir esse óxido com água, teremos hidróxido de magnésio – Mg(OH)_2 , popularmente conhecido como “leite de magnésia” – um laxante e anestésico estomacal.



A queima da fita de magnésio forma o óxido de magnésio.

Monóxido de dinitrogênio – N₂O

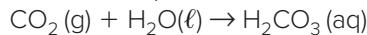
- Foi o primeiro anestésico utilizado, principalmente por dentistas.
- Conhecido como “gás hilariante”.



N₂O, utilizado como gás anestésico.

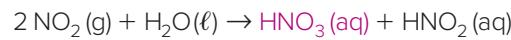
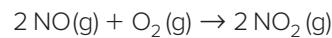
Chuvas ácidas

Toda chuva é naturalmente ácida, pois as plantas e os animais, ao exspirarem, eliminam CO₂, um óxido ácido. Quando chove, ele reage com a água da chuva, produzindo ácido carbônico, um ácido fraco.



Note que a presença do ácido formado **não se deve a um ambiente poluído nem à presença de raios**. Essa chuva não causa danos ao meio ambiente.

No entanto, existem chuvas ácidas formadas em **ambientes não poluídos, mas na presença de raios e relâmpagos**. Elas são formadas quando os gases nitrogênio (N₂) e oxigênio (O₂) presentes no ar reagem entre si, formando óxidos de nitrogênio que, ao reagirem com a água, produzem ácido nítrico (HNO₃). Podemos equacionar as reações:

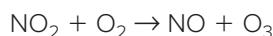


O HNO₂ formado se decompõe, gerando mais HNO₃:

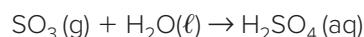
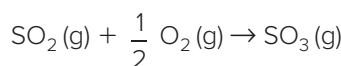
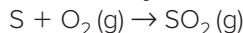


Se essas reações ocorrerem em **ambientes poluídos**, teremos uma verdadeira e preocupante chuva ácida, com pH < 5,6 e agressiva ao meio ambiente. Entendemos por ambientes poluídos aqueles onde encontramos alta concentração de NO e NO₂ – como as fábricas que produzem HNO₃, uma vez que suas chaminés lançam grande quantidade de NO₂, e os grandes centros urbanos das metrópoles, que possuem tráfego intenso de veículos motorizados, liberando esses óxidos de nitrogênio dos escapamentos. O uso de catalisadores especiais nos canos do escapamento dos veículos provoca a reação contrária, ou seja, a decomposição dos óxidos de nitrogênio nos gases N₂ e O₂, evitando a formação desse tipo de chuva.

O NO₂ eliminado pelos escapamentos dos veículos pode reagir com o oxigênio do ar a baixas altitudes e produzir ozônio, outro poluente atmosférico. O ozônio é benéfico para o ser humano quando está na estratosfera, pois filtra os raios ultravioleta provenientes do sol. Em baixas altitudes, ele provoca irritação na garganta e nos olhos; afeta também os vegetais, pois interfere na fotossíntese, prejudicando o rendimento das lavouras; e causa a morte de peixes pequenos, prejudicando vários níveis da cadeia alimentar em ambientes aquáticos. Equacionando essa reação teremos:



Os veículos dos grandes centros urbanos são, majoritariamente, movidos por combustíveis derivados do petróleo. Assim, sua queima também lança SO₂ para a atmosfera, pois o enxofre é a impureza desses combustíveis e, ao ser queimado (sofrer combustão), transforma-se em SO₂, agrandando ainda mais o problema da formação desse tipo de chuva ácida.



O ar encontra-se poluído por SO₂ em regiões nas quais encontramos fábricas de H₂SO₄. Assim, podemos considerar poluentes atmosféricos os óxidos CO, SO₂ e NO_x.

Em Geografia vemos que...

... nas camadas da Terra, mais especificamente na crosta terrestre, podemos encontrar grande quantidade de óxidos:



Quartzo, cristal de rocha, sílica (SiO₂). Sebastian Janicki/Shutterstock.com



Hematita, principal minério de ferro Fe₂O₃. ian600/iStockphoto.com



Bauxita, minério de alumínio Al₂O₃. Craig Walton/Shutterstock.com



Cassiterita, minério de estanho SnO₂. AlvarezRT/iStockphoto.com



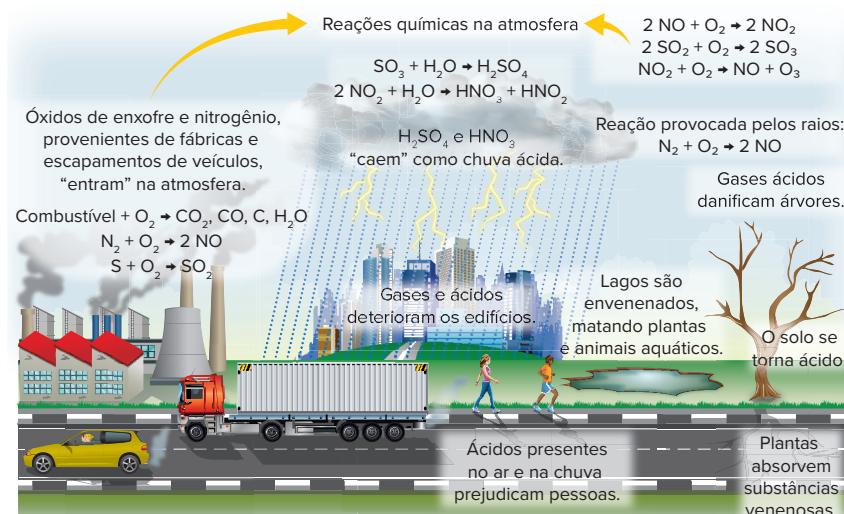
Magnetita, pedra-ímã natural Fe₃O₄. NatureNow/iStockphoto.com



Pirolusita, principal minério de manganês MnO₂. salkinov/iStockphoto.com

Fique ligado!

Em textos mais técnicos, é comum a simbologia NO_x , na qual o índice x é utilizado para designar genericamente todos os óxidos que aqueles elementos químicos podem formar, no caso do nitrogênio, NO e NO_2 .



A chuva ácida traz prejuízos para a agricultura, pois destrói os solos e as folhas dos vegetais, torna a água dos rios e lagos imprópria para a vida de peixes e corrói estruturas de mármore, ferro e outros materiais utilizados em monumentos e construções.

• A seca e as queimadas no Pantanal

O Pantanal é o menor bioma brasileiro em extensão territorial e está localizado no Centro Oeste do país, ocupando parte dos estados do Mato Grosso e do Mato Grosso do Sul. O bioma, que também atinge o território da Bolívia e do Paraguai, tem grande importância para o ambiente e a sociedade, pois é rico em biodiversidade, possui um grande volume de água doce e possibilita uma série de atividades econômicas, como a agropecuária e o turismo.



De acordo com a UNESCO (Organização das Nações Unidas para a Educação, a Ciência e a Cultura), o Pantanal é Patrimônio Natural Mundial e Reserva da Biosfera.

Entre as características desse bioma, destaca-se o clima seco entre os meses de maio e outubro. Nesse período, o número de queimadas no Pantanal aumenta significativamente e, sem a presença de chuva, os focos de incêndios se espalham, destruindo a vegetação e a biodiversidade da região. O período seco é caracterizado por temperaturas elevadas, baixa umidade do ar e ventos intensos – fatores naturais que podem iniciar incêndios e contribuir para que o fogo se alastre. No entanto, a maior parte dos incêndios é gerada a partir de práticas ilegais de limpeza e preparo do solo antes do plantio.

Durante o ano de 2020, o Pantanal foi atingido por uma forte estiagem e o volume de chuva foi 50% inferior ao esperado. Dessa forma, o bioma ficou mais suscetível aos incêndios e o resultado foi trágico, já que mais de 20 mil focos de incêndio destruíram quase um terço do seu território. O mapa ao lado mostra que as queimadas avançaram por quilômetros, atingindo terras indígenas e unidades de preservação ambiental.

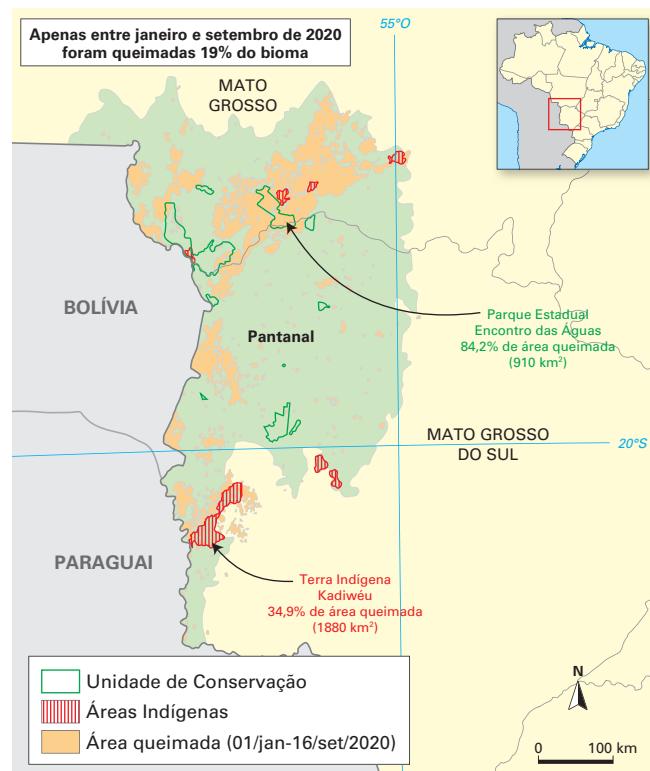
Como consequência das queimadas, observa-se um grande impacto ambiental responsável pela perda de parte da biodiversidade do bioma, que até 2018 foi considerado o mais preservado do Brasil. Ao destruir a vegetação, as queimadas desmatam florestas e ameaçam diversas espécies de animais, em razão da escassez de alimento e mudanças de habitat.



De acordo com registros gerados por satélites, as queimadas no Pantanal nos primeiros quatro meses de 2020, já eram superiores às dos últimos 10 anos.

Além disso, o fogo contribui para o empobrecimento do solo, o desequilíbrio de ecossistemas e o aumento da emissão de gases poluentes, como dióxido de carbono (CO_2), monóxido de carbono (CO), dióxido de nitrogênio (NO_2) e metano (CH_4), contribuindo também para a intensificação do aquecimento global e da chuva ácida.

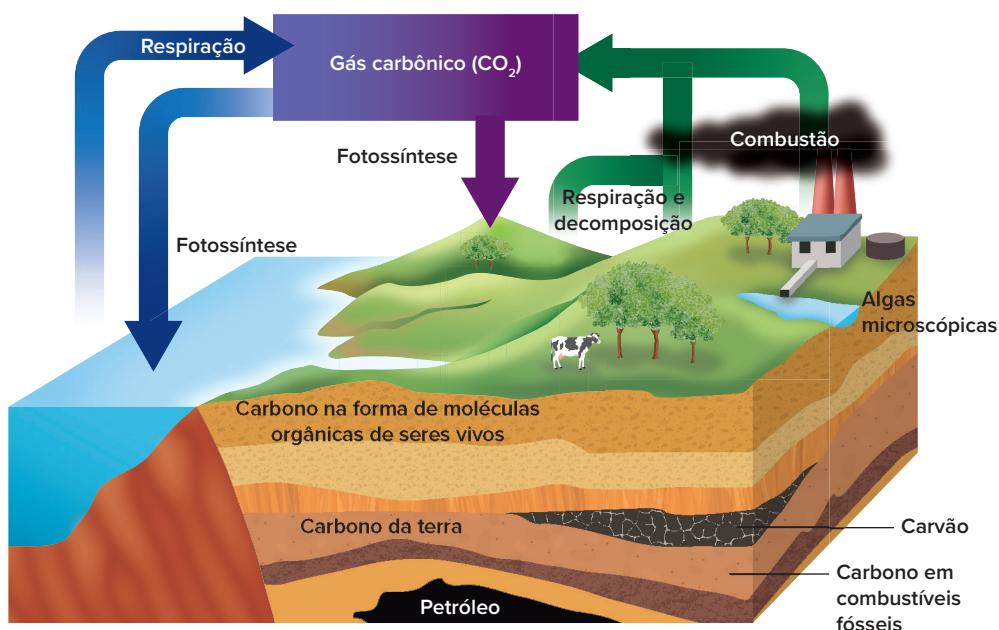
Outro impacto ambiental das queimadas é a influência no ciclo biogeoquímico do carbono, visto que elas aceleram as transferências de compostos de carbono para a atmosfera e, consequentemente para o solo e a água. O ciclo biogeoquímico do carbono envolve as diversas transformações que os compostos de carbono sofrem na natureza. No entanto, com a interferência dos seres humanos e o aumento da emissão de dióxido de carbono, a quantidade de H_2CO_3 produzida aumenta, elevando a acidez das chuvas e impactando ecossistemas aquáticos.



Fique ligado!

Os seres humanos também são influenciados pelas queimadas, uma vez que a saúde é afetada pela poluição do ar e da água. A pesca na região também é prejudicada e a mudança na paisagem compromete o turismo e a economia local. Para minimizar os impactos gerados pelas queimadas, é importante investir em campanhas de prevenção e fiscalização. A geração de conhecimento com base na conscientização e mobilização da população local é fundamental para diminuir os incêndios. Além disso, a implementação de técnicas sustentáveis que substituam o fogo por práticas como rotação entre lavoura e pastagem são medidas essenciais para evitar as queimadas.

Atmosfera



Esquema simplificado do ciclo biogeoquímico do carbono.

Questão resolvida

2 EsPCEx-SP 2019

Os carbetos pertencem aos chamados compostos de transição, isto é, possuem o elemento carbono, mas, devido às suas características, nos carbetos o carbono forma ânions simples que estabelecem ligações com metais ou semi-metais. Os carbetos são compostos que apresentam um dos seguintes ânions: metaneto (C^{4-}) ou acetileto (C_2^{2-}).

(FONSECA, Martha Reis Marques da, Química Geral, São Paulo: Ed. FTD, 2007, pg. 330.)

O carbeto de cálcio (CaC_2), também denominado de carbureto ou acetileto de cálcio, é um sólido duro que reage com a água para produção do gás acetileno (C_2H_2). A reação que se processa é representada pela seguinte equação não balanceada:



Com relação a esta reação, seus reagentes e produtos, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. O carbeto de cálcio é um composto iônico.
- II. A nomenclatura oficial da União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) para o acetileno (C_2H_2) é etino.
- III. O $\text{Ca}(\text{OH})_2$ é classificado como uma base de Arrhenius e tem nomenclatura de hidróxido de cálcio.
- IV. A soma dos coeficientes da equação corretamente balanceada é 5.

- V. Todos os reagentes e produtos são classificados como substâncias simples.

Dado: número atômico (Z) H = 1; O = 8; Ca = 20; C = 6.

Estão corretas apenas as afirmativas

- a) I, II e V.
b) II, III e IV.
c) I, II, III e IV.
d) II, III, IV e V.
e) I, II, IV e V.

Resolução:

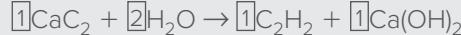
Alternativa C.

Afirmativa I: correta. O carbeto de cálcio é um composto iônico, formado pelo metal cálcio e pelo ametal carbono.

Afirmativa II: correta. A nomenclatura oficial do acetileno (C_2H_2) é etino, pois nessa molécula encontramos dois átomos de carbono ligados entre si por uma ligação tripla ($\text{HC}\equiv\text{CH}$).

Afirmativa III: correta. O $\text{Ca}(\text{OH})_2$ é classificado como uma base de Arrhenius, pois, em solução aquosa, o ânion, OH^- , e tem nomenclatura de hidróxido de cálcio.

Afirmativa IV: correta.



$$\text{Soma} = 1 + 2 + 1 + 1 = 5$$

Afirmativa V: incorreta. Todos os reagentes e produtos são classificados como substâncias compostas, uma vez que são formados por mais de um elemento químico.

Experimento

Indicadores

Indicadores são substâncias que mudam de cor na presença de meio ácido ou básico, pois reagem com os íons H^+ ou OH^- , originando outra substância com coloração diferente.

Os principais indicadores utilizados em laboratório são a fenolftaleína, o azul de bromotimol e o papel de tornassol. Existem, ainda, outras soluções obtidas de produtos naturais que podem ser utilizadas como indicadores ácido-base, como suco de amora, extrato de repolho roxo, extrato de beterraba, entre outros.

Objetivo

Este experimento tem o objetivo de identificar ácidos e bases usando indicadores e trabalhar seguindo um método científico.

Materiais

- Tubos de ensaio;
- solução de ácido clorídrico;
- leite de magnésia;
- proveta;
- solução de hidróxido de sódio;
- suco de limão;
- papel de tornassol azul e vermelho;
- vinagre;
- fenolftaleína;
- detergente;
- sabão;

Procedimento

- Etiquetar sete tubos de ensaio com os produtos citados anteriormente.
- Colocar 1 mL de cada produto no tubo de ensaio correspondente.
- Molhar levemente o papel de tornassol azul no conteúdo do 1º tubo. Anotar a cor na tabela a seguir. Repetir o teste nos demais tubos usando outra tira de papel de tornassol azul.
- Repetir o item 3 usando o papel de tornassol vermelho.
- Adicionar a cada tubo de ensaio três gotas de solução de fenolftaleína e completar a tabela.
- Colocar em um tubo de ensaio 1 mL de solução de hidróxido de sódio e três gotas de fenolftaleína. Acrescentar, gota a gota, a solução de ácido clorídrico até o desaparecimento da cor. Agitar o tubo de ensaio após cada adição. Anotar as observações.

	TORNASSOL AZUL	TORNASSOL VERMELHO	FENOLFTALEÍNA
Ácido clorídrico			
Hidróxido de sódio			
Vinagre			
Suco de limão			
Leite de magnésia			
Sabão			
Detergente			

- 1 Qual a cor de cada indicador testado?

.....
.....

- 2 O trabalho realizado no laboratório segue o método científico utilizado por um pesquisador? Qual a cor característica de cada indicador em meio ácido e básico? Justifique.

.....
.....

- 3 Escreva a equação química da reação entre ácido clorídrico e hidróxido de sódio explicando o desaparecimento da cor.

.....

Aplicando conhecimentos

1 O que são óxidos?

.....
.....
.....
.....

2 Escreva a fórmula dos óxidos:

- a) Óxido de níquel(II)
- b) Óxido de prata
- c) Óxido de cobre(I)
- d) Dióxido de enxofre
- e) Óxido de cálcio
- f) Heptóxido de dicloro
- g) Óxido de chumbo(II)
- h) Monóxido de dibromo
- i) Óxido de ferro(III)
- j) Trióxido de enxofre
- k) Óxido auroso

3 Escreva o nome dos óxidos:

- a) B_2O_3
- b) SnO
- c) SiO_2
- d) CuO
- e) Hg_2O
- f) Cl_2O_5
- g) N_2O_5
- h) CO_2
- i) N_2O_3
- j) MnO
- k) P_2O_5

4 Esquematize as reações balanceadas dos ácidos que, ao perderem água, irão gerar os óxidos:

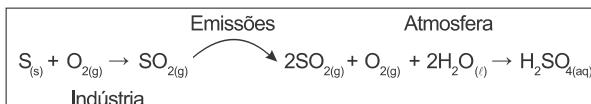
- a) Anidrido fosfórico
- b) Anidrido sulfúrico
- c) Anidrido nítrico

5 Escreva o nome dos óxidos CO , NO e N_2O . Classifique-os.

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

6 **Cefet-MG 2018** O esquema a seguir explica a formação da chuva ácida a partir de emissões gasosas poluentes geradas nos grandes centros urbanos industrializados. A combinação desses poluentes com o vapor de água da atmosfera acumula-se nas nuvens, ocorrendo, assim, sua condensação.

Formação da chuva ácida



Em relação ao fenômeno representado, é correto afirmar que:

- a) na indústria, há formação de óxido constituído por três elementos.
- b) na atmosfera, a chuva gerada colore de rosa uma solução de fenolftaleína.
- c) na atmosfera, há consumo de duas substâncias compostas e uma substância pura.
- d) na atmosfera, o produto da reação é uma substância utilizada nas baterias de automóveis.

CONSOLIDANDO SABERES

1 Cefet-MG 2018 Muitas substâncias químicas são utilizadas com a finalidade de prevenir e tratar doenças, um exemplo é o do óxido presente nos cremes contra assaduras, dermatites que afetam bebês nos seus primeiros meses de vida. Geralmente essas dermatites acometem a região da pele coberta pela fralda.

(CISCATO, C.A.M., PEREIRA, L.F., CHEMELLO, E., PROTI, P.B. Química, Vol. 1, 1^a ed., São Paulo: Editora Moderna, 2016.)

A substância que pode corresponder àquela citada como exemplo no texto é o:

- a) ZnO
- b) NaCl
- c) HNO₃
- d) Ca(OH)₂

2 Cotuca-SP 2020 A lama que vimos pintar de marrom a paisagem de Brumadinho consiste nos restos que permanecem após um processo chamado “extração e beneficiamento do minério de ferro”. A parte economicamente importante do minério de ferro é a hematita, a qual está misturada com outros minerais. O principal deles é areia (SiO₂). Para descartar a areia, o minério de ferro é triturado. Depois, ele é jogado em grandes tanques, nos quais o mineral mais leve (areia) flutua em uma espuma e o mais pesado (hematita) afunda. Como o minério é moído, o rejeito é composto por partículas finas. O tamanho delas varia desde a areia fina, que é mais grossa, até a argila, que, por ser muito fina, se junta com a água e forma a lama. Esses rejeitos, portanto, saem nessa forma lamacenta. E, uma vez separados da hematita, eles precisam ir para algum lugar. Uma das opções é a barragem.

Adaptado: <https://super.abril.com.br/sociedade/o-que-e-e-para-que-serve-uma-barragem-de-rejeitos-de-mineracao/>. Acesso em: 22/07/2019.

Tanto a hematita (Fe₂O₃) quanto a areia (SiO₂) são classificadas como óxidos. Além disso, podemos incluir nesse mesmo grupo de funções inorgânicas o CO e o CO₂, que são substâncias presentes no processo de obtenção do ferro metálico. Contudo, eles possuem diferenças em relação à ligação química e reatividade. Dessa forma, podemos afirmar que:

- a) o CO₂ faz ligação covalente e é um óxido ácido.
- b) o Fe₂O₃ faz ligação iônica e é um peróxido.
- c) o CO faz ligação iônica e é um óxido neutro.
- d) o SiO₂ faz ligação iônica e é um óxido básico.
- e) o CO e CO₂ fazem o mesmo tipo de ligação química e, por isso, possuem a mesma reatividade.

3 IFCE 2020 No nosso cotidiano, é muito comum nos depararmos com uma infinidade de compostos químicos, tais como produtos de limpeza, alimentos, medicamentos, corantes, fertilizantes etc., todos eles com o objetivo de tornar nosso estilo de vida mais satisfatório e cômodo.

A maioria dos compostos químicos é enquadrada em quatro funções principais: ácidos, bases ou hidróxidos, sais e óxidos.

A nomenclatura e a classificação da função do composto está correta em

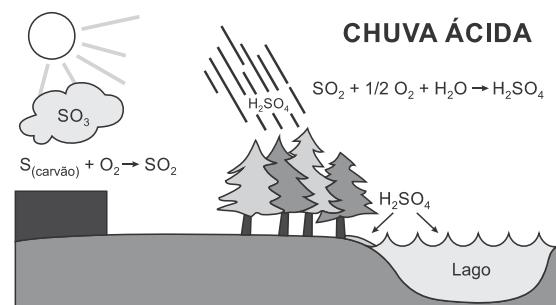
- a) KOH: hidróxido de potássio(I); função base.
- b) Ni₂O₃: óxido niquelico ou óxido de níquel(III); função óxido.
- c) H₂SO₄: ácido sulfúrico; função base.
- d) NaHCO₃: bicarbonato de sódio; função óxido ácido.
- e) Fe(OH)₂: hidróxido férreo ou hidróxido de ferro(II); função base.

4 CPS-SP 2017 O fenômeno da chuva ácida está relacionado ao aumento da poluição em regiões industrializadas. Os agentes poluentes são distribuídos pelos ventos, causando danos à saúde humana e ao meio ambiente.

Gases gerados pelas indústrias, veículos e usinas energéticas reagem com o vapor de água existente na atmosfera, formando compostos ácidos que se acumulam em nuvens, ocorrendo, assim, a condensação, da mesma forma como são originadas as chuvas comuns.

Um desses gases, o SO₂, é proveniente da combustão do enxofre, impureza presente em combustíveis fósseis, como o carvão e derivados do petróleo. Ele leva à formação do ácido sulfúrico.

O esquema ilustra esse processo.



<<http://tinyurl.com/hh8kmmh>> Acesso em: 09.09.16. Adaptado. Original colorido.

O ácido representado no esquema contém em sua molécula:

- a) 3 átomos.
- b) 6 átomos.
- c) 7 átomos.
- d) 2 elementos químicos.
- e) 7 elementos químicos

5 Uerj 2016 Em algumas indústrias, a fumaça produzida pelo processo de queima de combustíveis fósseis contém a mistura dos seguintes gases residuais: CO₂, CO, SO₂, N₂ e O₂.

Nomeie o CO₂, indique a geometria molecular do SO₂ e escreva a fórmula do óxido neutro.

Em seguida, escreva o símbolo do elemento químico que compõe um dos gases residuais, sabendo que esse elemento pertence ao grupo 15 da tabela de classificação periódica.

- 6 Cefet-MG 2016** Sobre as características do dióxido de enxofre (SO_2), afirma-se que:

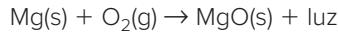
- apresenta geometria angular.
- apresenta ligações covalentes.
- corresponde a um óxido básico.
- corresponde a uma molécula apolar.

São corretas apenas as afirmações:

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

- 7 EsPCEx 2020** Em algumas operações militares, grupos especiais utilizam artefatos explosivos, como granadas de mão, denominadas de *Luz e Som* (ou atordoantes). Após sua deflagração, a granada gera como efeitos um estampido muito alto e um intenso *flash* de luz, que atordoam o oponente.

Algumas granadas deste tipo podem possuir como reagente componente principal o magnésio metálico em pó. Considerando a luz emitida por esta granada como resultado da reação química entre o magnésio metálico pulverizado e o oxigênio do ar, tem-se a equação da reação:



Acerca do magnésio e da reação descrita acima, são feitas as seguintes afirmativas:

- Essa é uma reação de simples troca.
- Nesta reação ocorre a oxidação do magnésio metálico.
- Após a deflagração da granada com reação do magnésio metálico (conforme a equação da reação descrita acima), há formação de um sal de magnésio.
- Conforme o diagrama de Linus Pauling, a distribuição eletrônica do cátion magnésio (Mg^{2+}) é: $1s^2, 2s^2, 2p^6$.
- Após a deflagração da granada com reação do magnésio metálico (conforme a equação da reação descrita acima), ocorre a formação de óxido de magnésio e gás hidrogênio como produtos.
- As ligações químicas existentes entre os átomos de magnésio metálico são denominadas de metálicas e as ligações químicas existentes entre os átomos no óxido de magnésio são denominadas de iônicas.

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

- I, III, IV e VI.
- II, IV e V.
- II, IV e VI.
- I, II, III e IV.
- I, II e VI.

- 8 UFPB 2016** Uma pesquisa sobre produtos químicos e suas aplicações no cotidiano forneceu as seguintes informações:

	PRODUTO QUÍMICO	APLICAÇÃO
I	Mg(OH)_2	Antiácido para combater o excesso
II	CaO	Preparação de argamassa na construção civil.
III	H_3PO_4	Acidulante em refrigerantes, balas e gomas de mascar.
IV	SnF_2	Creme dental para fortalecer o esmalte dos dentes.

As funções químicas às quais estes produtos químicos pertencem são, respectivamente:

- ácido; base; sal; óxido.
- base; óxido; sal; ácido.
- base; óxido; ácido; sal.
- ácido; sal; óxido; base.
- óxido; sal; base; ácido

- 9 Cefet-MG 2017** A água da chuva é naturalmente ácida devido à presença do gás carbônico encontrado na atmosfera. Esse efeito pode ser agravado com a emissão de gases contendo enxofre, sendo o dióxido e o trióxido de enxofre os principais poluentes que intensificam esse fenômeno. Um dos prejuízos causados pela chuva ácida é a elevação do teor de ácido no solo, implicando diretamente a fertilidade na produção agrícola de alimentos. Para reduzir a acidez provocada por esses óxidos, frequentemente é utilizado o óxido de cálcio, um óxido básico capaz de neutralizar a acidez do solo.

As fórmulas moleculares dos óxidos citados no texto são, respectivamente,

- CO , SO , SO_2 e CaO_2 .
- CO_2 , SO_2 , SO_3 e CaO .
- CO_2 , S_2O , S_3O e CaO .
- CO , SO_2 , SO_3 e CaO_2 .

- 10 Uerj 2018** O cloreto de sódio, principal composto obtido no processo de evaporação da água do mar, apresenta a fórmula química NaCl .

Esse composto pertence à seguinte função química:

- sal
- base
- ácido
- óxido

- 11 UFPB 2017** Muitas substâncias químicas são usadas no nosso cotidiano. Alguns exemplos são dados abaixo:

- HNO_3 – é utilizado na fabricação de explosivos, como, por exemplo, a dinamite.

II. H_2CO_3 – é um dos constituintes dos refrigerantes e das águas gaseificadas.

III. NaOH – utilizado na fabricação de sabão.

IV. NH_4OH – usado na produção de fertilizantes.

V. NaNO_3 – usado na produção de fertilizantes e de pólvora.

VI. NaHCO_3 – usado em remédios antiácidos e extintores de incêndio.

Assinale a alternativa correta.

a) Os compostos I, II, V e VI pertencem à função óxidos.

b) Os compostos I, II e VI pertencem à função ácidos.

c) Os compostos II, V e VI pertencem à função sais.

d) Os compostos III e IV pertencem à função bases.

e) Os compostos I, II, III, IV, V e VI pertencem à função óxidos.

12 IFSul-RS 2017 À reação entre o ácido sulfúrico e o hidróxido de sódio dá-se o nome de _____ e formam-se _____ e água.

As palavras corretas que preenchem as lacunas, de cima para baixo, são:

a) ionização – ácido.

b) salificação – óxido.

c) neutralização – sal.

d) dissociação – base.

13 CPS-SP 2017 Em um trabalho interdisciplinar, o professor de redação pede aos alunos que façam um poema que seria denominado “Cienciando”, usando o estudo de Ciências.

Observe um desses poemas, em que o aluno cita algumas funções químicas.

Cienciando

Periódica a nossa reação

Com ácido e base

Sem óxidos

A produzir um sal

A perfeita neutralização

Com ácido clorídrico e soda cáustica

Que não forme precipitado

Nem par conjugado.

Um exemplo de cada função, na ordem em que aparecem na primeira estrofe do poema, está presente na alternativa:

a) NaOH , HCl , CO_2 , NaCl

b) NaOH , NaCl , CO_2 , HCl

c) HCl , NaOH , CO_2 , NaCl

d) HCl , NaOH , NaCl , CO_2

e) HCl , NaCl , NaOH , CO_2

14 UEPG-PR 2016 As chuvas ácidas podem ter diferentes composições dependendo do local onde são formadas, as mais nocivas são formadas em grandes centros industriais, onde há queima de combustíveis fósseis (gasolina, óleo diesel, etc.). Alguns dos poluentes, produzidos na queima dos combustíveis fósseis, que causam a chuva ácida são: o dióxido de enxofre e o dióxido de carbono.

Sobre a chuva ácida, assinale o que for correto.

01. As fórmulas moleculares do dióxido de enxofre e do dióxido de carbono são, respectivamente, SO_2 e CO_2 .

02. O dióxido de enxofre é oxidado a trióxido de enxofre que reage com a água presente na atmosfera, produzindo o ácido sulfúrico.

04. O dióxido de carbono é um óxido básico.

08. A chuva ácida não promove a corrosão de metais, porque os ácidos produzidos nesse fenômeno são ácidos fracos.

16. A fórmula molecular do ácido sulfúrico é H_2SO_3 .

Soma:

15 Udesc 2019 Quando os gases NO_2 e SO_3 entram em contato com a umidade do ar ocasionam um efeito de poluição conhecido como “chuva ácida”.

A concentração de $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ na água da chuva é maior na região:

a) onde se usa muito carvão fóssil como combustível.

b) de Floresta.

c) do Oceano Atlântico no Hemisfério Sul.

d) onde só se usa etanol como combustível.

e) do Deserto do Saara.

SUPERAÇÃO

Enem PPL 2017 Muitas indústrias e fábricas lançam para o ar, através de suas chaminés, poluentes prejudiciais às plantas e aos animais. Um desses poluentes reage quando em contato com o gás oxigênio e a água da atmosfera, conforme as equações químicas:

Equação 1: $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$

Equação 2: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

De acordo com as equações, a alteração ambiental decorrente da presença desse poluente intensifica o(a):

a) formação de chuva ácida.

b) surgimento de ilha de calor.

c) redução da camada de ozônio.

d) ocorrência de inversão térmica.

e) emissão de gases de efeito estufa.

No ENEM é assim

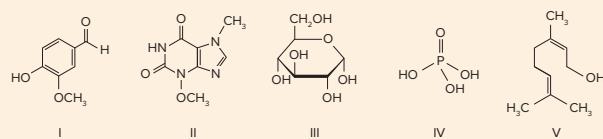
As questões selecionadas nesta seção são prioritariamente do Enem, mas questões de vestibulares diversos que apresentam características semelhantes aos itens do referido exame também foram usadas como recurso para estudo.

1 IFCE 2019 Nas regiões industriais de grandes cidades, é muito comum encontrarmos dispersos na atmosfera os óxidos SO_3 , CO_2 , CO , Na_2O e MgO decorrentes da atividade industrial. Alguns destes óxidos, em contato com o vapor d'água do ar, podem reagir formando um efeito danoso ao meio ambiente chamado de chuva ácida.

Trata-se de um óxido que produzirá uma chuva ácida capaz de gerar grandes danos ao meio ambiente o

- a) CO .
- b) SO_3 .
- c) Na_2O .
- d) MgO .
- e) CO_2 .

2 ENEM Digital 2020 A composição de um dos refrigerantes mais ácidos mundialmente consumido é mantida em segredo pelos seus produtores. Existe uma grande especulação em torno da “fórmula” dessa bebida, a qual envolve algumas das seguintes substâncias:



A substância presente nesse refrigerante, responsável pelo seu acentuado caráter ácido, é a

- a) I.
- b) II.
- c) III.
- d) IV.
- e) V.

3 UTFPR 2018 Uma alternativa recente ao processo de cremação de corpos tem sido a hidrólise alcalina, realizada com solução de hidróxido de potássio aquecida sob pressão até 150 °C. Nessas condições, o corpo é “dissolvido” na solução, restando apenas os ossos que são posteriormente queimados. Esse processo é considerado mais ambientalmente amigável que a queima, na qual aproximadamente 320 kg de gás carbônico são gerados.

Considerando as informações, assinale a alternativa correta.

- a) A fórmula do hidróxido de potássio é POH .
- b) O gás carbônico é representado pela fórmula CO .
- c) A hidrólise alcalina é um processo físico.
- d) A cremação é um processo químico.
- e) O hidróxido de potássio é classificado como um óxido.

4 Enem PPL 2019 Antigamente, em lugares com invernos rigorosos, as pessoas acendiam fogueiras dentro de uma sala fechada para se aquecerem do frio. O risco no uso desse recurso ocorria quando as pessoas adormeciam antes de apagarem totalmente a fogueira, o que poderia levá-las a óbito, mesmo sem a ocorrência de incêndio.

A causa principal desse risco era o(a)

- a) produção de fuligem pela fogueira.
- b) liberação de calor intenso pela fogueira.
- c) consumo de todo o oxigênio pelas pessoas.
- d) geração de queimaduras pela emissão de faíscas da lenha.
- e) geração de monóxido de carbono pela combustão incompleta da lenha.

5 Famerp-SP 2019 Filtros contendo óxido de cálcio são utilizados no tratamento de biogás, removendo dele gases prejudiciais ao meio ambiente. Por ser uma substância com propriedades básicas, o óxido de cálcio é eficiente na remoção de

- a) CO_2 e H_2S .
- b) CO_2 e NH_3 .
- c) NH_3 e H_2S .
- d) CO e NH_3 .
- e) CO e CO_2 .

6 Enem PPL 2019 O mármore, rocha metamórfica composta principalmente de carbonato de cálcio (CaCO_3), é muito utilizada como material de construção e também na produção de esculturas. Entretanto, se peças de mármore são expostas a ambientes externos, particularmente em grandes cidades e zonas industriais, elas sofrem ao longo do tempo um processo de desgaste, caracterizado pela perda de massa da peça.

Esse processo de deterioração ocorre em função da

- a) oxidação do mármore superficial pelo oxigênio.
- b) decomposição do mármore pela radiação solar.
- c) onda de choque provocada por ruídos externos.
- d) abrasão por material particulado presente no ar.
- e) acidez da chuva que cai sobre a superfície da peça.

7 IFBA 2018 Uma mistura extremamente complexa de todos os tipos de compostos – proteínas, peptídeos, enzimas e outros compostos moleculares menores – compõem os venenos dos insetos. O veneno de formiga tem alguns componentes ácidos, tal como o ácido fórmico ou ácido metanoico, enquanto o veneno da vespa tem alguns componentes alcalinos. O veneno penetra rapidamente o tecido uma vez que você foi picado.

Sobre o veneno dos insetos, pode-se afirmar que:

- a)** O veneno de formigas possui pH entre 8 e 10.
- b)** A fenolftaleína é um indicador de pH e apresenta a cor rosa em meio básico e apresenta aspecto incolor em meio ácido, no entanto, na presença do veneno da vespa esse indicador teria sua cor inalterada devido à mistura complexa de outros compostos.
- c)** O veneno da formiga, formado por ácido fórmico, de fórmula H_2CO_2 , poderia ser neutralizado com o uso de bicarbonato de sódio.
- d)** Segundo a teoria de Arrhenius, o veneno de vespa, em água, possui mais íons hidrônio do que o veneno de formiga.
- e)** Os venenos de ambos os insetos não produzem soluções aquosas condutoras de eletricidade.

- 8 Unesp 2018** O quadro fornece indicações sobre a solubilidade de alguns compostos iônicos inorgânicos em água a 20 °C.

ÂNION/ CÁTION	SÓDIO	COBRE(II)	PRATA
Nitrato	solúvel	solúvel	solúvel
Hidróxido	solúvel	pouco solúvel	pouco solúvel
Cloreto	solúvel	solúvel	pouco solúvel

Em um laboratório, uma solução aquosa obtida a partir da reação de uma liga metálica com ácido nítrico contém nitrato de cobre(II) e nitrato de prata. Dessa solução, pretende-se remover, por precipitação, íons de prata e íons de cobre(II), separadamente. Para tanto, pode-se adicionar à mistura uma solução aquosa de:

- a)** nitrato de sódio e filtrar a mistura resultante.
- b)** cloreto de sódio, filtrar a mistura resultante e, ao filtrado, adicionar uma solução aquosa de hidróxido de sódio.
- c)** hidróxido de sódio, filtrar a mistura resultante e, ao filtrado, adicionar uma solução aquosa de cloreto de sódio.
- d)** hidróxido de sódio e filtrar a mistura resultante.
- e)** cloreto de sódio e filtrar a mistura resultante.

- 9 Enem Libras 2017** Grandes quantidades de enxofre são lançadas na atmosfera diariamente, na forma de dióxido de enxofre (SO_2), como decorrência de atividades industriais e de queima de combustíveis fósseis. Em razão da alta concentração desses compostos na atmosfera, regiões com conglomerados urbanos e polos industriais apresentam ocorrência sazonal de:

- a)** precipitação ácida.
- b)** alteração do ciclo hidrológico.
- c)** alteração no ciclo de carbono.
- d)** intensificação do efeito estufa.
- e)** precipitação de íons metálicos tóxicos na superfície.

- 10 CPS-SP 2017** Considere e reflita sobre a charge que ironiza um fenômeno climático que ocorre no meio ambiente.



<<http://tinyurl.com/j2xno9e>> Acesso em: 09.09.16. Original colorido.

Sobre esse fenômeno é correto afirmar que:

- a)** a água na região polar sofre sublimação por resfriamento.
- b)** um dos principais responsáveis por esse fenômeno é o gás carbônico.
- c)** a quantidade de gelo polar aumenta com o aumento da temperatura.
- d)** a solidificação excessiva destrói a camada de ozônio.
- e)** a ação nos polos será menos severa.

- 11 Famerp-SP 2019** A combinação dos elementos Ca e Br forma uma substância solúvel em água, de fórmula _____.

Uma solução aquosa dessa substância é classificada como _____ de eletricidade.

As lacunas do texto devem ser preenchidas por:
Dados: Ca (grupo 2 da tabela periódica); Br (grupo 17 da tabela periódica).

- a)** Ca_2Br – condutora.
b) $CaBr_2$ – condutora.
c) Ca_2Br – não condutora.
d) $CaBr_2$ – não condutora.
e) $CaBr$ – condutora.

- 12 IFSul-RS 2016** Quando tocamos em objetos, deixamos várias substâncias neles, uma delas é o cloreto de sódio, expelido pelo suor. Para encontrar impressões digitais, os investigadores borrifam, nos objetos que o suspeito tocou, uma solução de nitrato de prata que, ao entrar em contato com o cloreto de sódio, reage formando o cloreto de prata, sólido, e o nitrato de sódio, aquoso. O cloreto de prata é um sólido branco e, quando exposto à luz, revela as linhas da impressão digital do criminoso.

A reação química utilizada para identificar as impressões digitais de criminosos, bem como a função química correta a que pertencem os compostos, é:

- a)** $NaCl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$ – Sal
- b)** $NaCl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$ – Óxido
- c)** $NaCl(aq) + AgNO_2(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_2(aq)$ – Sal
- d)** $NaClO(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgClO(s) + NaNO_3(aq)$ – Óxido

13 Enem 2016 Os métodos empregados nas análises químicas são ferramentas importantes para se conhecer a composição dos diversos materiais presentes no meio ambiente. É comum, na análise de metais presentes em amostras ambientais, como água de rio ou de mar, a adição de um ácido mineral forte, normalmente o ácido nítrico (HNO_3), com a finalidade de impedir a precipitação de compostos pouco solúveis desses metais ao longo do tempo. Na ocorrência de precipitação, o resultado da análise pode ser subestimado, porque:

- a) ocorreu passagem de parte dos metais para uma fase sólida.
- b) houve volatilização de compostos dos metais para a atmosfera.
- c) os metais passaram a apresentar comportamento de não metais.
- d) formou-se uma nova fase líquida, imiscível com a solução original.
- e) os metais reagiram com as paredes do recipiente que contém a amostra.

14 PUC-Rio Duas soluções ácidas de mesma concentração são preparadas pela adição de 1 mol de ácido para formar 1 L de solução aquosa. Os terminais de um circuito elétrico interrompido, conectado a uma lâmpada, são mergulhados nas soluções. A primeira solução, de ácido clorídrico, fecha o circuito e faz a lâmpada acender com alta intensidade. Já a segunda solução, de ácido acético, apenas faz a lâmpada brilhar fracamente. Sobre esse experimento e as substâncias envolvidas, indique a afirmativa **incorreta**:

- a) Se a solução de ácido clorídrico fosse diluída com a adição de mais 1 L de água, a lâmpada acenderia com o mesmo brilho observado antes da diluição.
- b) O ácido clorídrico é um eletrólito mais forte que o ácido acético.
- c) Os responsáveis pela passagem de corrente elétrica na solução são os íons liberados pelos ácidos quando dissolvidos na água.
- d) Se os terminais fossem mergulhados na água pura, não haveria acendimento da lâmpada.
- e) O ácido acético dissolvido em água forma íons menos efetivamente do que o ácido clorídrico dissolvido em água.

15 UFSCar-SP Sal de cozinha (cloreto de sódio) e açúcar (sacarose) são sólidos brancos solúveis em água. Suas soluções aquosas apresentam comportamentos completamente diferentes quanto à condução de corrente elétrica. É correto afirmar que:

- a) o cloreto de sódio é um composto iônico e sua solução aquosa conduz corrente elétrica, devido à presença de moléculas de NaCl . A sacarose é um composto covalente e sua solução aquosa tem viscosidade muito alta, diminuindo a condutividade da água.
- b) uma substância como o cloreto de sódio, que em solução aquosa forma íons, é chamada de eletrólito. A solução de sacarose conduz corrente elétrica, devido à formação de ligações de hidrogênio entre as moléculas de sacarose e água.
- c) o cloreto de sódio é um composto iônico e suas soluções aquosas conduzem corrente elétrica, devido à presença de íons livres. A sacarose é um composto constituído de moléculas e suas soluções aquosas não conduzem corrente elétrica, pois as moléculas neutras de sacarose não contribuem para o transporte de cargas.
- d) a dissolução de sacarose em água leva à quebra das moléculas de sacarose em glicose e frutose e estas moléculas conduzem corrente elétrica. A solução de sal, por sua vez, apresenta condutividade menor que a da água destilada.
- e) soluções aquosas de sacarose ou de cloreto de sódio apresentam condutividade elétrica maior do que aquela apresentada pela água pura, pois há formação de soluções eletrolíticas. Os íons formados são os responsáveis pelo transporte de cargas em ambos os casos.

16 Enem O processo de industrialização tem gerado sérios problemas de ordem ambiental, econômica e social, entre os quais se pode citar a chuva ácida. Os ácidos usualmente presentes em maiores proporções na água da chuva são o H_2CO_3 , formado pela reação do CO_2 atmosférico com a água, o HNO_3 , o HNO_2 , o H_2SO_4 e o H_2SO_3 . Esses quatro últimos são formados principalmente a partir da reação da água com os óxidos de nitrogênio e de enxofre gerados pela queima de combustíveis fósseis. A formação de chuva mais ou menos ácida depende não só da concentração do ácido formado, como também do tipo de ácido. Essa pode ser uma informação útil na elaboração de estratégias para minimizar esse problema ambiental. Se consideradas concentrações idênticas, quais dos ácidos citados no texto conferem maior acidez às águas das chuvas?

- a) HNO_3 e HNO_2 .
- b) H_2SO_4 e H_2SO_3 .
- c) H_2SO_3 e HNO_2 .
- d) H_2SO_4 e HNO_3 .
- e) H_2CO_3 e H_2SO_3 .

FRENTE A

UNIDADE 1 – CAPÍTULO 1

Dispersões

Aplicando conhecimentos

- 1 Soluções sólidas são aquelas em que o soluto e o solvente estão no estado físico sólido. As ligas metálicas de aço e de bronze são exemplos de soluções sólidas.
- 2 A
3 D
4 B
5 B

Consolidando saberes

- 1 C
2 B
3 E
4 D
5 C
6 C
7 A
8 A
9 C

UNIDADE 1 – CAPÍTULO 2

Coeficiente de solubilidade

Aplicando conhecimentos

- 1 C
2 A temperatura elevada desfavorece a solubilidade de gases em água. Desse modo, o lago a 30 °C de temperatura terá menor quantidade de CO₂ dissolvido do que o lago a 15 °C.
3 m = 111,1 g
4 Uma solução supersaturada tem mais soluto dissolvido do que a quantidade máxima permitida pelo coeficiente de solubilidade. Essa solução tem aspecto homogêneo e é instável, e o soluto tende a cristalizar e precipitar. Uma solução saturada com corpo de fundo tem a quantidade máxima de soluto dissolvido e uma quantidade excedente, que não pode ser dissolvida e que precipita no fundo do recipiente.
- 5 C

Consolidando saberes

- 1 D
2 D
3 A
4
a) O sal D.
b) Sim, precipitado de 3 g.
5 E
6
a) Exotérmico.
b) 0,05 mol.
7 C

8 Com base no gráfico, conclui-se que A equivale à solução supersaturada (temperatura próxima aos 30 °C). “Uma limonada em que não se sente mais o gosto do limão, somente do açúcar.” B equivale à solução insaturada (temperatura próxima aos 50 °C). “Limonada com pouco açúcar”.

- 9 D
10 A
11 A
12 D

UNIDADE 1 – CAPÍTULO 3

Tipos de concentração

Aplicando conhecimentos

- 1 A
2 A
3 D
4 B
5 E

Consolidando saberes

- 1 A
2
a) Sim, pois apresenta íons livres em solução.
b) n = 0,01 mol; $\eta = 0,1 \text{ mol/L}$
3 C
4 C
5 E
6 D
7 C
8 C
9 C

UNIDADE 1 – CAPÍTULO 4

Processos com soluções

Aplicando conhecimentos

- 1 C
2 $\eta = 1,7 \text{ mol/L}$
3 $\eta = 0,09 \text{ mol/L}$
4 $\eta = 0,12 \text{ mol/L}$
5 C

Consolidando saberes

- 1 D
2 A
3 B
4 Soma: 01 + 04 + 08 = 13
5 C
6 32,4 g/L
7 99,85%
8 B
9 Soma: 01 + 02 + 04 = 07
10 C
11 D

- 12 A
13 C
14 A
15 E
16 C
17 Equação balanceada: $2 \text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 $\eta = 0,04 \text{ mol/L}$
18 B
19 E

No Enem é assim

- 1 A
2 D
3 C
4 B
5 D
6 D
7 C
8 A
9 C
10 A
11 B
12 B
13 B

UNIDADE 2 – CAPÍTULO 5

Pressão máxima de vapor

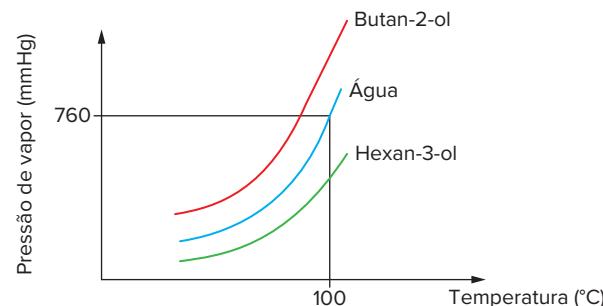
Aplicando conhecimentos

- 1 Ponto A: sólido
Ponto B: líquido
Ponto C: ponto crítico (passagem para fluido supercrítico)
Ponto D: gasoso
Ponto E: líquido
Ponto T: ponto triplo; condição de pressão e temperatura na qual os estados físicos sólido, líquido e gasoso coexistem.
- 2 **Soluções:** sistemas homogêneos formados por partículas com tamanho máximo de 1 nm.
Coloides: sistemas heterogêneos não visíveis a olho nu formados por partículas com tamanho variável entre 1 nm e 1000 nm.
Suspensões: sistemas heterogêneos formados por partículas com tamanho superior a 1000 nm.
- 3 D
- 4 A moradora de Campinas deve deixar o ovo cozinar por mais tempo em La Paz, uma vez que essa cidade está localizada em maior altitude se comparada a Campinas, e, quanto maior a altitude, menor a pressão e menor a temperatura de ebulição da água. O ovo precisará de mais tempo para ficar cozido como de costume, pois a temperatura de cozimento será menor.

Consolidando saberes

- 1 A
2 D
3 C

- 4 a) Quanto maior a pressão de vapor, menores as forças intermoleculares e vice-versa. De acordo com a tabela:
 $790 \text{ mmHg} > 760 \text{ mmHg} > 795 \text{ mmHg}$.
 $P_{\text{vapor}}(\text{butan-2-ol}) > P_{\text{vapor}}(\text{água}) > P_{\text{vapor}}(\text{hexan-3-ol})$.
Forças atrativas (butan-2-ol) < forças atrativas (água) < forças atrativas (hexan-3-ol).



- b) Ambos os álcoois apresentam ligações de hidrogênio (em razão do grupo -OH) entre suas moléculas, porém o butan-2-ol tem uma cadeia carbônica menor (quatro átomos de carbono) que a do hexan-3-ol (seis átomos de carbono), fazendo que o caráter apolar (em razão da cadeia carbônica) do segundo prevaleça em comparação ao primeiro.

- 5 D
6 C
7 D
8 D
9 A

SUPERAÇÃO

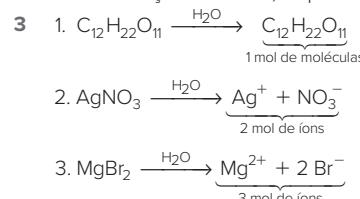
B

UNIDADE 2 – CAPÍTULO 6

Outras propriedades coligativas

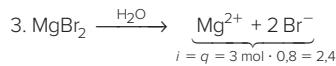
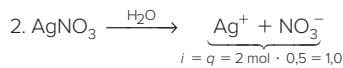
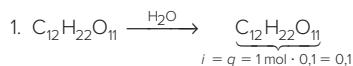
Aplicando conhecimentos

- 1 O etilenoglicol eleva a temperatura de ebulição da água do motor do automóvel e diminui a sua temperatura de congelamento, além de evitar a corrosão do sistema. As propriedades coligativas envolvidas, respectivamente, são a ebulioscopia e a crioscopia.
- 2 A propriedade coligativa envolvida nesse caso é a osmose. O meio externo (carne que recebeu o sal) está mais concentrado justamente pela adição do sal, e o meio interno (interior das células da carne) está menos concentrado. Assim, haverá saída de água das células dos microrganismos que poderiam causar a deterioração da carne, o que a conserva por mais tempo.



Logo: 1 < 2 < 3.

- 4 Como as soluções apresentam diferentes concentrações, devemos achar um critério de comparação (x), multiplicando o valor da concentração em mol/L pelo fator de correção de Van't Hoff para soluções 100% ionizadas. Teremos:



Logo, $1 < 2 < 3$, mantendo a mesma ordem do exercício anterior.

5 C

Consolidando saberes

1 D

2 B

3 C

4 B

5 E

6 E

7 D

8 C

9 B

10 Soma: $02 + 08 + 32 = 42$

11 D

No Enem é assim

1 A

4 C

2 E

5 E

FRENTE B

UNIDADE 1 – CAPÍTULO 1

Teoria de Arrhenius

Aplicando conhecimentos

- São espécies químicas que produzem íons quando dissolvidos em água.
- É o processo no qual uma substância molecular entra em contato com a água e libera íons na solução.
- É o processo no qual uma substância iônica é fundida ou entra em contato com a água e tem seus íons separados.
- É o processo no qual uma substância molecular, em contato com a água, dissolve-se sem formar íons.
- Ao colocar o cloreto de hidrogênio em água, ele sofrerá ionização, tornando a solução eletrolítica.

- I. Quanto maior o número de íons em solução, maior será a condutibilidade elétrica. III. Apenas solutos que sofram ionização ou dissociação iônica em solução apresentam condutibilidade elétrica.

7 E

Consolidando saberes

1 E

2 B

3 C

4

a) Porque a água destilada não contém íons e, portanto, não conduz corrente elétrica.

b) NaCl, pois é a única substância que, dissolvida em água, produz íons.

5

a) I. Apagada (sem íons).

II. Apagada (sem íons).

III. Acesa (solução eletrolítica).

b) $\text{NaCl}(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$

6 E

SUPERAÇÃO

E

UNIDADE 1 – CAPÍTULO 2

Ácidos

Aplicando conhecimentos

- São compostos que, em solução, liberam H^+ .
- O sulfeto de hidrogênio, em água, sofre ionização, gerando íons livres que tornam a solução eletrolítica.

3

a) $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$

b) $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$

c) $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

d) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}_3\text{O}^+ + \text{P}_2\text{O}_7^{4-}$

4

a) 1ª etapa: $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HS}^-$

2ª etapa: $\text{HS}^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$

Total: $\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$

b) 1ª etapa: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$

2ª etapa: $\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Total: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

c) 1ª etapa: $\text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$

2ª etapa: $\text{H}_2\text{BO}_3^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{HBO}_3^{2-}$

3ª etapa: $\text{HBO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}^+ + \text{BO}_3^{3-}$

Total: $\text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow 3\text{H}^+ + \text{BO}_3^{3-}$

5 A

Consolidando saberes

1 D

3 H_3PO_4 : $\alpha = 27\%$; H_2S : $\alpha = 0,076\%$; HCl : $\alpha = 92,5\%$.

ÁCIDO	Nº EM MOLS IONIZADOS	Nº EM MOLS DISSOLVIDOS	α
H_3PO_4	13,5	50	$\alpha = \frac{13,5}{50} = 0,27 = 27\%$
H_2S	0,152	200	$\alpha = \frac{0,152}{200} = 0,00076 = 0,076\%$
HCl	925	1 000	$\alpha = \frac{925}{1000} = 0,925 = 92,5\%$

Ordem crescente de acidez: $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_3\text{PO}_4 < \text{HCl}$.

4 B

5 A

6 C

7 $01 + 04 + 08 = 13$

8 C

SUPERAÇÃO

E

UNIDADE 1 – CAPÍTULO 3

Bases

Aplicando conhecimentos

1 Bases são compostos iônicos que, em solução aquosa, se dissociam, gerando como ânion o íon OH^- .

2

- a) $\text{KOH}(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$; hidróxido de potássio; forte e solúvel.
- b) $\text{Ca}(\text{OH})_2(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$; hidróxido de cálcio; forte e parcialmente solúvel.
- c) $\text{Fe}(\text{OH})_3(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^-(\text{aq})$; hidróxido de ferro(III) ou hidróxido férrico; fraca e insolúvel.
- d) $\text{Pb}(\text{OH})_4(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Pb}^{4+}(\text{aq}) + 4 \text{OH}^-(\text{aq})$; hidróxido de chumbo(IV) ou hidróxido plúmbico; fraca e insolúvel.

3 Hidróxido de amônio (NH_4OH):



4 No experimento realizado, o brilho das lâmpadas está diretamente associado à força das bases que se relaciona ao grau de dissociação delas. Sendo o hidróxido de sódio uma base solúvel, ele é considerado uma base forte e, como consequência, disponibiliza mais quantidade de íons em solução, permitindo que o brilho da lâmpada do circuito seja grande. O hidróxido de magnésio é uma base com baixa solubilidade, o que permite classificá-la como uma base fraca e, portanto, a lâmpada do circuito apresenta um brilho fraco.

Consolidando saberes

1 A

a) Hidróxido de magnésio: $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Hidróxido de alumínio: $\text{Al}(\text{OH})_3$.

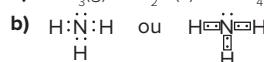
Ácido clorídrico: HCl .

b) As soluções aquosas mencionadas no texto conduzem corrente elétrica, pois o ácido sofre ionização em solução aquosa enquanto as bases sofrem dissociação. Os dois processos geram íons livres, responsáveis pela condução de corrente elétrica em solução aquosa.

3 A

4

a) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$



5

a) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

A presença dos ânions hidroxila, com a adição de fenoltaleína, torna o meio vermelho.

Com a liberação da amônia, a concentração de íons OH^- diminui e a solução sofre descoloramento.

b) A coloração vermelha ficaria mais intensa devido ao caráter básico do sabão.

6 E

UNIDADE 1 – CAPÍTULO 4

Sais

Aplicando conhecimentos

1 Sais são compostos iônicos com pelo menos um cátion proveniente de uma base e um ânion proveniente de um ácido, segundo os conceitos propostos por Arrhenius. Em solução aquosa, sofrem dissociação, e suas soluções são classificadas como eletrolíticas, pois apresentam íons livres.

2

- a) $\text{K}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2 \text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$; solúvel.
- b) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 3 \text{Ca}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-}$; insolúvel.
- c) $\text{FeCO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Fe}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$; insolúvel.
- d) $\text{NH}_4\text{CN} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{NH}_4^+ + \text{CN}^-$; solúvel.

3

- a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- b) $2 \text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeCO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{HCN} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_4\text{CN} + \text{H}_2\text{O}$

4

- a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{LiOH} \xrightarrow{\text{t1}} \text{LiHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Hidrogenossulfato de lítio, sulfato de ácido de lítio ou bissulfato de lítio.
- b) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2 \text{NaOH} \xrightarrow{\text{t2}} \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
Hidrogenofosfato de sódio ou fosfato ácido de sódio.
- c) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{KOH} \xrightarrow{\text{t1}} \text{KHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Hidrogenocarbonato de potássio, carbonato ácido de potássio ou bicarbonato de potássio.
- d) $\text{HBrO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\text{t1}} \text{Fe}(\text{OH})_2\text{BrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Di-hidroxibromato de ferro(III) ou bromato dibásico de ferro(III).

5 C

Consolidando saberes

1

- a) O açúcar adoça o molho de tomate para disfarçar seu sabor excessivamente ácido.
- b) Não existe atividade química do açúcar para a redução da acidez do molho de tomate, pois se trata de um carboidrato; ele apenas disfarça o sabor azedo.
- c) Adicionar bicarbonato de sódio (NaHCO_3), que tem caráter básico; logo, ocorre uma reação de neutralização.

2 Soma: $02 + 08 = 10$

3 B

4 A

5 A

6 B

7 E

8 A

9 E

10 B

11 D

12 E

13 Fórmula química do carbonato de magnésio:



Função química inorgânica do carbonato de magnésio: sal.

Número de oxidação do magnésio: +2.

Ligaçāo interatômica que ocorre entre o carbono e o oxigênio (ametal - ametal): covalente.

14 A

15

a) Sulfato de cobre(II) (CuSO_4) e nitrato de estrôncio [$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$].

b) $\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$

composto
covalente

$\text{S(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{SO}_2\text{(g)}$

composto
covalente

SUPERAÇÃO

D

UNIDADE 1 – CAPÍTULO 5

Óxidos

Aplicando conhecimentos

1 Óxidos são compostos binários formados por oxigênio e por um outro elemento químico; porém, o oxigênio deve ser mais eletronegativo do que o elemento químico ao qual ele está ligado.

2

- a) NiO
- b) Ag_2O
- c) Cu_2O
- d) SO_2
- e) CaO
- f) Cl_2O_7
- g) PbO
- h) Br_2O
- i) Fe_2O_3

j) SO_3

k) Au_2O

3

- a) Trióxido de diboro ou anidrido bórico.
- b) Óxido de estanho(II) ou óxido estanoso.
- c) Dióxido de silício ou anidrido silícico.
- d) Óxido de cobre(II) ou óxido cúprico.
- e) Óxido mercuroso ou óxido de mercúrio(II).
- f) Pentóxido de dicloro ou anidrido clórico.
- g) Pentóxido de dinitrogênio ou anidrido nítrico.
- h) Dióxido de carbono, anidrido carbônico ou gás carbônico.
- i) Trióxido de dinitrogênio ou anidrido nitroso.
- j) Óxido de manganês(III).
- k) Pentóxido de difósforo ou anidrido fosfórico.

4

- a) $2 \text{H}_3\text{PO}_4 - 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$
- b) $\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_3$
- c) $2 \text{HNO}_3 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$

5 Monóxido de carbono, monóxido de nitrogênio e monóxido de dinitrogênio, respectivamente. Todos são óxidos neutros.

6 D

Consolidando saberes

1 A

2 A

3 B

4 C

5 CO_2 : dióxido de carbono, anidrido carbônico ou gás carbônico.
Geometria molecular do SO_2 : angular.

Fórmula do óxido neutro – óxido que não reage com ácidos ou bases nem com água: CO – monóxido de carbono.

Símbolo do elemento químico que compõe um dos gases residuais e que pertence ao grupo 15 da tabela de classificação periódica: N – nitrogênio.

6 A

7 C

8 C

9 B

10 A

11 D

12 C

13 C

14 Soma: $01 + 02 = 03$

15 A

SUPERAÇÃO

A

No Enem é assim

- | | |
|-----|------|
| 1 B | 9 A |
| 2 D | 10 B |
| 3 D | 11 B |
| 4 E | 12 A |
| 5 A | 13 A |
| 6 E | 14 A |
| 7 C | 15 C |
| 8 B | 16 D |

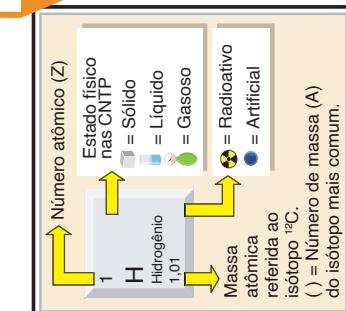
Classificação periódica dos elementos

Grupos ou famílias																	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Hidrogênio 1,01	2 Li Lítio 6,9	3 Be Berílio 9,0	4 Ca Cálcio 40,1	5 Sc Esścidio 45,0	6 Ti Titânio 47,9	7 Cr Crômio 52,0	8 Mn Manganês 54,9	9 Fe Ferro 55,8	10 Co Cobalto 58,9	11 Ni Níquel 58,7	12 Cu Cobre 63,5	13 Zn Zinc 65,4	14 Ge Germanio 72,6	15 As Arséno 74,9	16 Se Selénio 79,0	17 Br Bromo 79,9	18 Ar Argônio 39,9
19 K Potássio 39,1	20 Ca Cálcio 40,1	21 Sc Esścidio 45,0	22 Ti Titânio 47,9	23 Cr Crômio 52,0	24 Mn Manganês 54,9	25 Fe Ferro 55,8	26 Co Cobalto 58,9	27 Fe Ferro 55,8	28 Co Cobalto 58,9	29 Cu Cobre 63,5	30 Zn Zinc 65,4	31 Ga Gálio 69,7	32 Ge Germanio 72,6	33 As Arséno 74,9	34 Se Selénio 79,0	35 Kr Cripônia 83,8	
37 Rb Rubídio 85,5	38 Sr Estrômio 87,6	39 Y Ítrio 88,9	40 Zr Zircônio 91,2	41 Nb Niobio 92,9	42 Mo Molibdênio 95,9	43 Tc Tecnécio (98)	44 Ru Rutenio 101,1	45 Rh Ródio 102,9	46 Pd Pádrio 106,4	47 Ag Prata 107,9	48 Cd Cádmio 112,4	49 In Índio 114,8	50 Sn Estanho 118,7	51 Sb Antimônio 121,8	52 Te Telúrio 127,6	53 Iodo Iodo 126,9	54 Xe Xenônio 131,3
55 Cs Césio 132,9	56 Ba Bario 137,3	57 – 71 Série dos lantândeos	72 Hf Hánnio 178,5	73 Ta Tantálio 181,0	74 W Tungstênio 183,8	75 Re Rênio 186,2	76 Os Ósmio 190,2	77 Ir Irônio 192,2	78 Pt Ptátnio 195,1	79 Au Ouro 197,0	80 Hg Mercurio 200,6	81 Pb Chumbo 207,2	82 Bi Bismuto 209,0	83 Po Polônio (209)	84 At Astato (210)	85 Rn Radônio (222)	86 Og Oganesson (294)
87 Fr Frâncio (223)	88 Ra Rádio (226)	89 – 103 Série dos actinídeos	104 Rf Rutherfordio (267)	105 Db Dubnio (288)	106 Sg Seaborguio (269)	107 Bh Bórnio (270)	108 Hs Hássio (269)	109 Mt Meinérnio (289)	110 Ds Damestâdio (281)	111 Rg Roentgenio (280)	112 Cn Copernício (285)	113 Nh Nhônio (286)	114 Cf Flêcovio (289)	115 Lv Livermonio (293)	116 Ts Tennesseio (294)	117 Og Oganesson (294)	118 Og Oganesson (294)
57 La Lantâno 139,0	58 Ce Cáneo 140	59 Pr Praseodímio 141	60 Nd Neodímio 144	61 Pm Protactônio 145	62 Sm Santâno 150	63 Eu Europio 152	64 Gd Gadolinio 157	65 Tb Terbíio 159	66 Dy Disprosio 162,5	67 Ho Hólmio 165	68 Er Erônio 167	69 Tm Tulio 169	70 Yb Ierbio 173	71 Lu Luftécio 175			
89 Ac Actino (227)	90 Th Tório 232	91 Pa Protactônio 231	92 U Uranio 238	93 Nd Neptônio 237	94 Pu Plutônio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berqueléio (247)	98 Cf Califônio (251)	99 Es Einstênia (251)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelévio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Lawêncio (262)			

Série dos lantândeos

Série dos actinídeos

Série dos lanthanídeos



Propriedades periódicas

