

COLEÇÃO NOVA GERAÇÃO

PEQUIS

PROJETO DE ENSINO DE QUÍMICA E SOCIEDADE

# QUÍMICA

SOCIEDADE

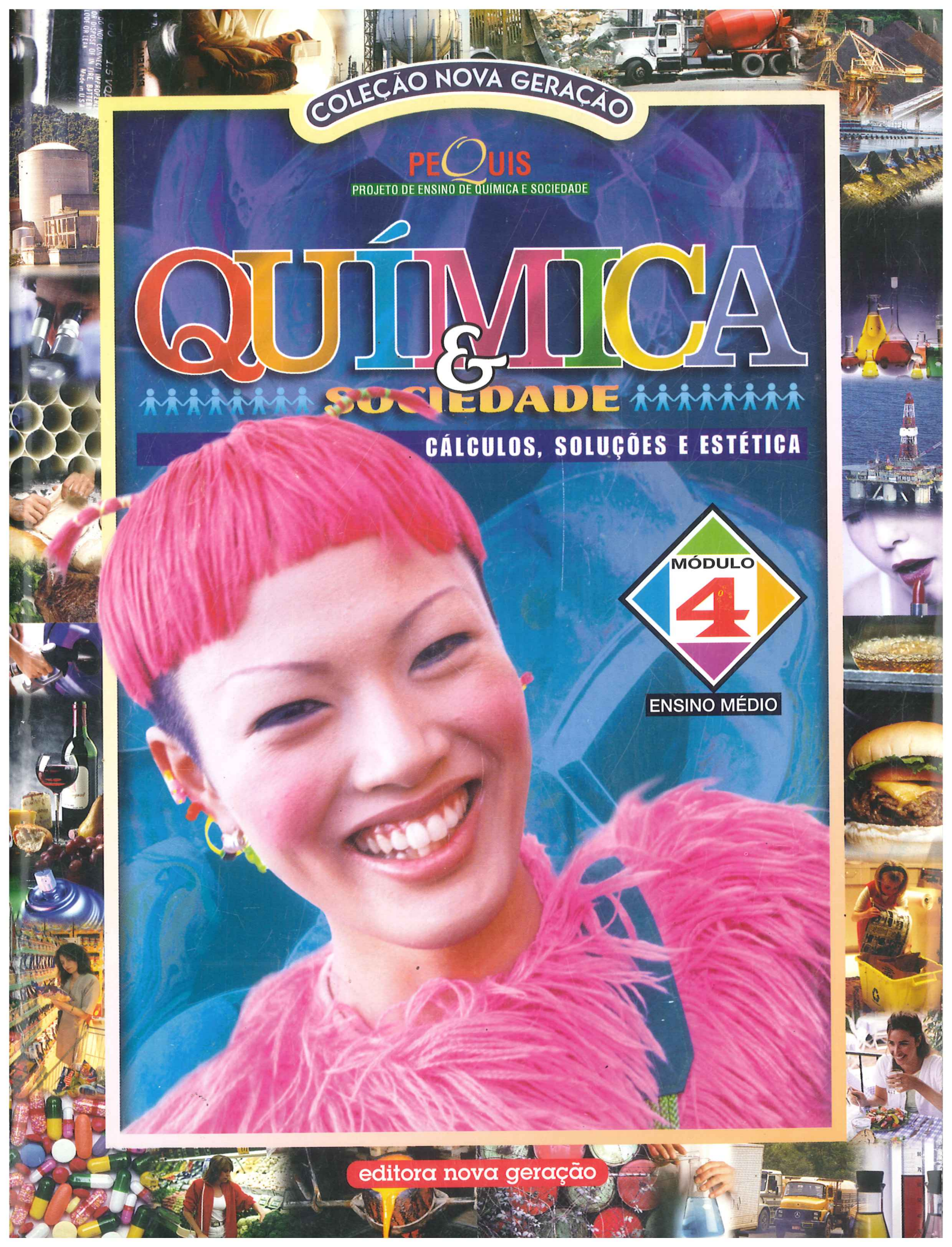
CÁLCULOS, SOLUÇÕES E ESTÉTICA



ENSINO MÉDIO



editora nova geração





COLEÇÃO NOVA GERAÇÃO

PEQUIS

PROJETO DE ENSINO DE QUÍMICA E SOCIEDADE

Wildson Luiz Pereira dos Santos (coord.)

Gerson de Souza Mól (coord.)

Eliane Nilvana F. de Castro

Gentil de Souza Silva

Roseli Takako Matsunaga

Salvia Barbosa Farias

Sandra Maria de Oliveira Santos

Siland Meiry França Dib

# QUÍMICA

SOCIEDADE

CÁLCULOS, SOLUÇÕES E ESTÉTICA



ENSINO MÉDIO

2004

editora nova geração



Dados Internacionais de Catalogação  
na Publicação (CIP)  
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Química e sociedade: cálculos, soluções e estética:  
módulo 4: ensino médio / Wildson Luiz Pereira dos  
Santos, Gerson de Souza Mól, (coord.). — São Paulo:  
Nova Geração, 2004. — (Coleção Nova Geração)

Vários autores.

Suplementado pelo manual do professor.

"PEQUIS — Projeto de Ensino de Química e Sociedade"  
Bibliografia.

ISBN 85-85446-90-0 (aluno)

ISBN 85-85446-91-9 (professor)

1. Química 2. Química (Ensino médio) 3. Química –  
Aspectos sociais I. Santos, Wildson Luiz Pereira dos. II.  
Mól, Gerson de Souza. III. Série.

04-4089

CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:

1. Química: Ensino médio 540.7

#### EDITORES

Domingo Alzugaray  
Arnaldo Saraiva

#### EDIÇÃO DE TEXTO

Elaine S. Raya

#### REDAÇÃO

Elaine Del Nero  
Suzel Tunes

#### COPY E REVISÃO

Vera L. P. Castro

#### COLABORAÇÃO

Geraldo A. Luzes Ferreira  
Maria Clemência dos Santos Louzada  
Roberto Ribeiro da Silva

#### EDIÇÃO DE ARTE

Luciana Rosa

#### ARTE

Hulda Melo  
Vera Lúcia Ribeiro

#### ILUSTRAÇÕES

Hulda Melo, Nelson Arruda, Osvaldo Sequetin,  
Rico, Sérgio Carreiras, Vera Lúcia Ribeiro

#### PESQUISA ICONOGRÁFICA

Cláudio Perez

#### TRATAMENTO DE IMAGEM

Nelson Arruda

#### PRODUÇÃO GRÁFICA

Devanil Rueda

#### IMPRESSÃO E ACABAMENTO

Editora Três Ltda.

#### FOTO DA CAPA:

Image Bank/Getty



2004

Todos os direitos reservados

**editora nova geração**

Orgulho de ser



100% brasileira

Rua William Speers, 1000

CEP 05067-900 – São Paulo – SP

Tel.: (11) 3611-6692

Fax: (11) 3618-4254

e-mail: novagera@terra.com.br

# A você, aluno

Muitos estudantes abrem o livro de Química com nítida expressão de enfado, já esperando encontrar pela frente um vasto número de fórmulas e exercícios complicados. Se esse é o seu caso, fique tranqüilo: você não precisa ficar com receio das próximas páginas. Não queremos que você decore fórmulas e solucione exercícios aparentemente sem sentido. Queremos mostrar que a Química tem tudo a ver com a sua vida. Ela é uma ciência que se desenvolve no sentido de explicar e tornar melhor o mundo em que vivemos. Por isso, acreditamos que o futuro da humanidade depende de como utilizamos o conhecimento químico. Essa foi nossa motivação para escrever esta coleção, *Química e Sociedade*, com uma abordagem que lhe permita compreender os problemas sociais relacionados à Química e fazer uso de seus conceitos na descoberta de um mundo melhor.

Para que nossos objetivos sejam alcançados, é preciso que você busque uma nova maneira de estudar Química. Esteja atento às leituras de todos os textos para que possa compreender os conceitos químicos e como foram elaborados. Ao se deparar com o título "Pense", pare a leitura, reflita e tente responder à questão antes de prosseguir. Não tenha medo de errar: ninguém sabe tudo. Fazer uso constante das fórmulas e dos símbolos químicos vai familiarizá-lo com a linguagem da Química, sem a necessidade de decorá-los. Observar fenômenos químicos e tentar entendê-los, discutindo os seus resultados, permitirá que você compreenda os modelos e as teorias da Química. Participe ativamente, ajudando o seu professor a realizar de forma investigativa o maior número possível das atividades experimentais propostas. Para transformar a sociedade, é preciso que sejamos capazes de detectar os seus problemas, entendê-los e debater as soluções viáveis. Procure explorar os textos do "Tema em foco" ao máximo, envolva-se nas atividades de "Ação e cidadania", buscando conhecer melhor sua comunidade. Acreditamos que, com solidariedade e a ajuda da Química, o mundo possa se tornar um lugar muito melhor para se viver.

Equipe PEQUIS



# SUMÁRIO

## CAPÍTULO 1

<b>UNIDADES UTILIZADAS PELO QUÍMICO</b> .....	4
Tema em foco – O eterno ideal de beleza .....	6
Grandezas físicas .....	10
Numerosidade: como os químicos contam .....	11
Quantidade de matéria .....	15
Tema em foco – A obesidade e a imagem do espelho .....	17
Constante de Avogadro: um valor determinável .....	21
Massa atômica, molecular e molar .....	27
Tema em foco – Anabolizantes: beleza e força enganosas .....	33
Como passar de uma grandeza para outra .....	36

## CAPÍTULO 2

<b>CÁLCULOS QUÍMICOS</b> .....	38
Tema em foco – Limpeza na medida certa .....	40
As leis das reações químicas .....	43
Balanceamento de equação química .....	49
Tema em foco – A química dos sabões e detergentes .....	55
Estequiometria: a matemática da Química .....	62
Tema em foco – (notícia) Cosméticos enganadores .....	72
Rendimento das reações: previsões diferentes das teóricas .....	74

## CAPÍTULO 3

<b>MATERIAIS: CLASSIFICAÇÃO, CONCENTRAÇÃO E COMPOSIÇÃO</b> .....	78
Tema em foco – Cuidados com os produtos químicos domésticos .....	80
Soluções, colóides e agregados .....	83
Tema em foco – A química da pele .....	90
Concentração .....	94
Composição .....	96
Diluição de soluções .....	102
Controvérsia científica – (notícia) A polêmica da homeopatia .....	108
Tema em foco – A ética da beleza .....	110

<b>Exercícios de revisão</b> .....	114
<b>Gabarito</b> .....	121
<b>Respostas dos exercícios de revisão</b> .....	125
<b>É bom ler...</b> .....	126
<b>Para navegar na Internet</b> .....	126
<b>Tabela periódica dos elementos</b> .....	127
<b>Segurança no laboratório</b> .....	128







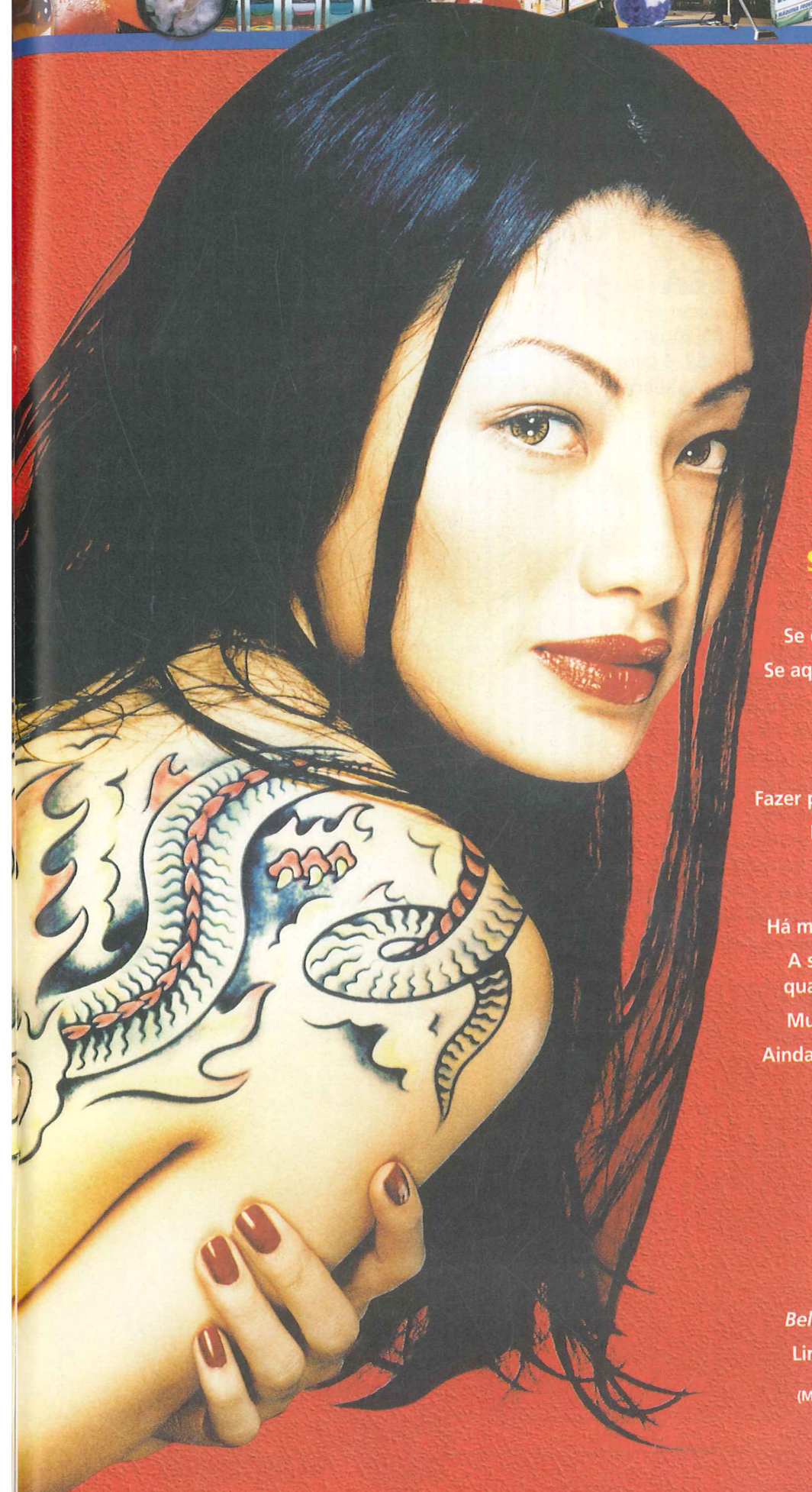
## CAPÍTULO 1



# UNIDADES UTILIZADAS PELO QUÍMICO

**O QUE É  
BELO PARA VOCÊ?  
COMO TER UM  
CORPO BELO  
SEM PREJUDICAR  
A SAÚDE?**





## SALÃO DE BELEZA

Se ela se penteia eu não sei  
Se ela usa maquilagem eu não sei  
Se aquela mulher é vaidosa eu não sei

Eu não sei, eu não sei

Vem você me dizer que vai  
a um salão de beleza

Fazer permanente, massagem, rinsagem,  
Reflexo e outras *cositas más*

*Baby* você não precisa  
de um salão de beleza

Há menos beleza num salão de beleza

A sua beleza é bem maior do que  
qualquer beleza de qualquer salão

Mundo velho e decadente mundo

Ainda não aprendeu a admirar a beleza

A verdadeira beleza

A beleza que põe mesa

E que deita na cama

A beleza de quem come

A beleza de quem ama

A beleza do erro puro,  
do engano, da imperfeição

*Belle, belle* como Linda Evangelista

Linda, linda como Isabelle Adjani.

(Música de Zeca Baleiro, do CD *Por onde andaré*  
*Stephen Fry?*, 1997 — MZA-PolyGram)





# Tema em foco

## O ETERNO IDEAL DE BELEZA

Quando a gente vê uma foto dos pais ou avós, é quase impossível não esboçar um risinho irônico: as roupas, os cabelos, a maquiagem, tudo parece ridículo!

Mas será que nossos filhos não pensarão, daqui a alguns anos, a mesma coisa do nosso estilo

atual? Pode ter certeza de que sim. O que é bonito e elegante em uma época pode não ser mais em outra.

O padrão de beleza sempre foi assim: variável conforme o tempo e o lugar. No Renascimento, por exemplo, a mulher bonita era a mais cheinha, aquela que tinha condições financeiras de se alimentar bem — coisa rara naquela época. Hoje, o modelo de beleza é a mulher dotada de uma magreza que pode até se aproximar perigosamente da subnutrição.

Aliás, na história da humanidade, muitas vezes os padrões estéticos contrariaram as normas de saúde e bem-estar. Quer exemplos? São doloridas as práticas mostradas nas fotos da próxima página, mas em favor da beleza, do status ou da cultura muitos as conservam há várias gerações.

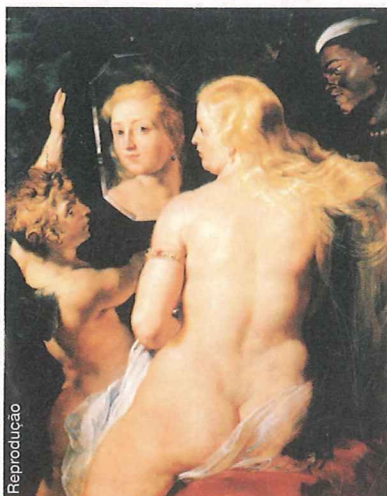


Getty Images



Photodisc

Hoje você pode até não achar bonito, mas o vestidão hippie e o cabelo black-power fizeram o maior sucesso nos anos 1970.



Reprodução



Corel



As imagens representam o ideal de beleza na época renascentista e atual. Será que corpos cheinhos ou magricelos demais são saudáveis?



Se um dia você resolver fazer uma tatuagem, pense bem. Escolha criteriosamente o desenho e o local onde vai gravá-lo. A tatuagem é como uma obra de arte ambulante. Um quadro que não agrada pode até ser jogado fora, mas... e a pele?

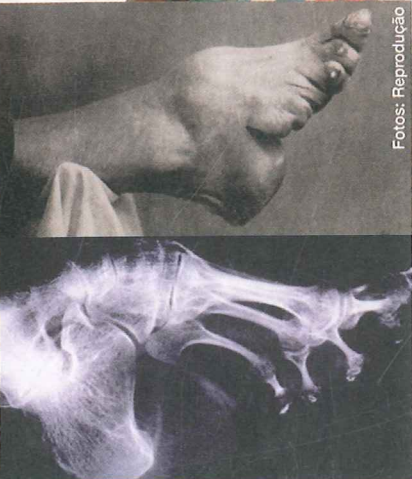


No caso da tatuagem, é bom lembrar que não há nenhuma técnica, mesmo com o emprego do laser, que consiga retirar uma tatuagem com 100% de sucesso. Isso porque a gravação é feita com uma máquina que injeta tinta diretamente na derme.

Os tatuadores mais conscientes desaconselham o emprego dessa técnica em crianças e adolescentes e, em diversos lugares, a tatuagem só é permitida para maiores de 18 anos. Uma das justificativas: enquanto o corpo cresce, mesmo que seja só um milímetro, a pele cresce junto. Aí a tatuagem que era proporcional vai ficando distorcida.

Com ou sem tatuagem ou *piercing*, todo mundo quer se sentir bonito. Quer estar bem consigo mesmo e ser valorizado pelo grupo em que vive. São esses grupos que determinam os estilos a serem seguidos nos variados meios sociais: nas escolas, nas festinhas, nas boates, nos shows. E, nessa eterna luta pela beleza, a indústria química fornece um arsenal completo de armas: maquiagem, cremes anti-rugas, drogas para emagrecer ou ganhar músculos, xampus, tinturas para o cabelo etc. Muita gente pensa encontrar na Química o “milagre da transformação imediata” que a leve a um padrão ideal de beleza e que, na maioria das vezes, atenda a interesses individuais ou de grupos. Contudo, no afã de valorizar o corpo, será que as pessoas não estão se arriscando demais?

Um pé assim é bonito? Os chineses o consideravam extremamente atraente. Do século X até o ano de 1949, quando os comunistas tomaram o poder, meninas eram obrigadas a enrolar os pés em faixas apertadas, com o objetivo de atrofiá-los, para que não medissem mais do que 10 cm.



As mulheres-girafas da Tailândia alongam o pescoço com a colocação de sucessivas argolas. Quanto mais longo o pescoço, mais atraente é considerada a mulher.

Deve ter doido ao colocar o *piercing*, mas ele agüentou firme porque acha bonito.



Fotos: Reprodução Corbis/Stock Photos

Super Stock



Antes de correr para as prateleiras do supermercado ou da farmácia, é fundamental ter conhecimentos básicos sobre os chamados “produtos de beleza”, como: composição química (para evitar possíveis reações alérgicas), prazo de validade, contra-indicações, modo de usar (especificado na bula ou no rótulo do produto), cuidados na administração e advertências.

Mas não adianta estarmos limpos e belos em um ambiente sujo e feio. Por isso, cuidar da limpeza do ambiente também é imprescindível para o nosso bem-estar. Os produtos destinados a esse fim são os **domissanitários**, que serão abordados neste livro, juntamente com o uso de cosméticos e a preparação de medicamentos. Estudando um pouco da química desses produtos, você perceberá que a limpeza e a beleza têm tudo a ver com o equilíbrio, tanto no que diz respeito aos cuidados com nosso corpo, quanto em relação ao lugar em que vivemos.

**ATENÇÃO! USE COM CUIDADO: CONTÉM CLORO.**

Não usar em fibra de vidro, madeira, superfícies pintadas e roupas. O contato poderá causar descoloração. Em caso de dúvidas sobre a superfície a ser utilizada o produto, teste em uma pequena área antes de usar. Evitar o contato com metais e mármore. Não diluir com água nem com água original ou misturar com outros produtos de limpeza, principalmente com amoníacos. A mistura p

**INGREDIENTES:**

Sorbitol, Água, Silica Hidratada, Polietilenglicol, Sulfato de Sódio, Propil Betaina, Cloximetil Odo, Sulfato de Sódio, Tricloro, CI 16030, Sulfato de Sódio

Antes de usar qualquer produto, é fundamental a leitura das informações presentes nos rótulos, principalmente a data de validade, o modo de usar e as precauções.

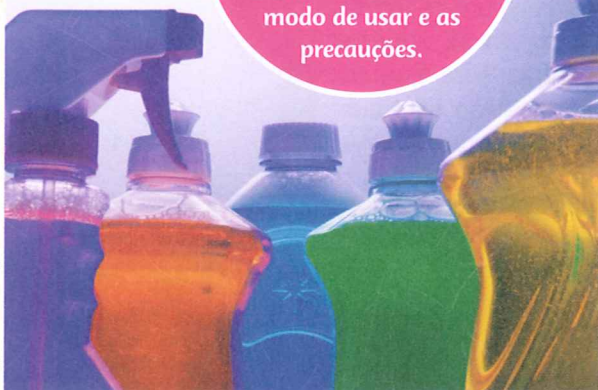


Image Bank/Getty

**VENENO:**

**PERIGOSA A SUA INGESTÃO.**

Em caso de ingestão, não provocar vômito e ligar para **0800-7010450** e/ou consultar um centro de intoxicações ou serviço de saúde mais próximo, levando a embalagem do produto. Não dê nada por via oral a uma pessoa inconsciente. Manter o produto em sua embalagem original e não reutilizá-la para outros fins.

**PRECAUÇÕES: CONSERVE FORA DO ALCANCE**

**DE CRIANÇAS E ANIMAIS DOMÉSTICOS. PERIGO: CORROSIVO, CAUSA QUEIMADURAS GRAVES.** Impedir o contato com os olhos, pele e roupas durante o uso. Irritante para olhos, pele e mucosas. Em caso de contato com a pele lavar com água e sabão em abundância. Em caso de contato com os olhos, lave com água corrente em abundância. Em ambos os casos, se houver sinal de irritação, procure socorro médico levando a embalagem ou rótulo do produto. Evite inalação ou aspiração prolongada. Em caso de inalação remover a pessoa para local ventilado. Não recomendar para uso de pessoas asmáticas, alérgicas ou com problemas respiratórios.



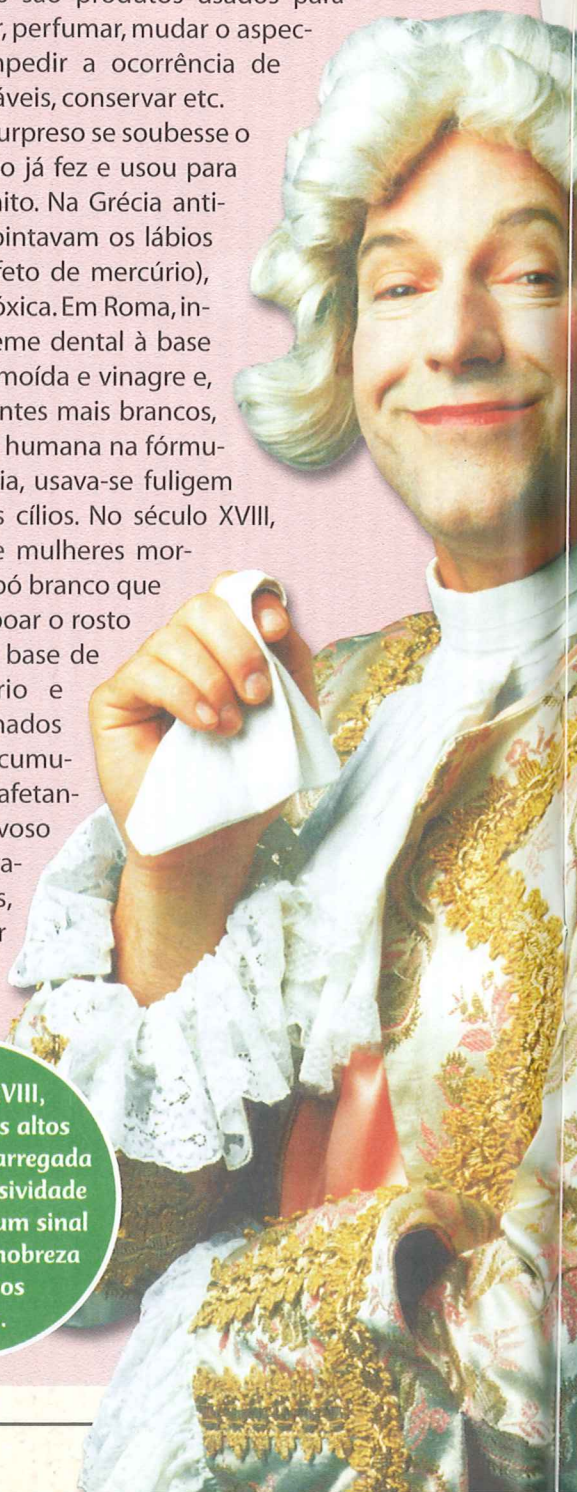
**UM PASSO NA HISTÓRIA**

**FULIGEM NO OLHO E PÓ DE CHUMBO NO ROSTO**

A palavra cosmético vem do grego *kosmetikós*: “o que serve para enfeitar”. Hoje, porém, os cosméticos são produtos usados para limpar, embelezar, perfumar, mudar o aspecto superficial, impedir a ocorrência de odores desagradáveis, conservar etc.

Você ficaria surpreso se soubesse o que o ser humano já fez e usou para parecer mais bonito. Na Grécia antiga, as mulheres pintavam os lábios com cinabre (sulfeto de mercúrio), uma substância tóxica. Em Roma, inventou-se um creme dental à base de pedra-pomes moída e vinagre e, para deixar os dentes mais brancos, era incluída urina humana na fórmula. Na Idade Média, usava-se fuligem para escurecer os cílios. No século XVIII, muitos homens e mulheres morreram devido ao pó branco que usavam para empoar o rosto — ele era feito à base de chumbo. Mercúrio e chumbo, denominados metais pesados, acumulam-se no corpo, afetando o sistema nervoso e provocando graves intoxicações, que podem levar à morte.

No século XVIII, perucas, saltos altos e maquiagem carregada não eram exclusividade feminina, mas um sinal de distinção e nobreza para ambos os sexos.



NOVO

Susan M...  
você...  
reje...  
fome...  
embal...  
das...  
e...  
espum...  
E...  
vazio...  
ment...  
luz...  
cave...  
Sal...



"SEJA MAIS ADORÁVEL ESTA NOITE!" com o  
**PERFUMADÍSSIMO SABONETE LEVER**

...ward tem este encanto para  
 ...simo, esta noite mesmo.  
 ...vel com o romântico per-  
 ...vo Lever. Agora na linha  
 ...ro, o sabonete de leixa  
 ... apresenta a mesma suavidade  
 ... a mesma rápida e famosa  
 ... que tanto economiza sabonete!  
 ...ção: Lever lhe oferece o  
 ... Também Banho! Positiva-  
 ... mais fino, mais puro, mais  
 ... sabonete que lhe é possível  
 ... é o novo e perfumadíssimo  
 ... Lever, em dois tamanhos!

também  
 tajoso  
**NHO BANHO!**



Você será mais amada  
 ... Para está-la,  
 ... como uma estrela  
 ... de Hollywood!  
 ... Use Lever e seja  
 ... mais adorável esta noite!

**ADO POR 9 ENTRE 10 ESTRELAS DO CINEMA**

A indústria  
 cosmética deve  
 parte de seu enorme  
 crescimento à ajuda das  
 estrelas do cinema e da TV.  
 Elas servem de modelo  
 de beleza e padrão  
 de consumo.

Imagem: Bank/Getty

Civilizações do Oriente e povos indígenas da América e da África também faziam amplo uso de cosméticos e perfumes, criados de forma empírica. No século XIX, surgiu a chamada cosmética tecnológica, que, além da beleza, se preocupa com a toxicidade dos produtos. Do século XX em diante, massificou-se a produção e o consumo dos cosméticos, com a ajuda, principalmente, do aperfeiçoamento de embalagens e da promoção publicitária. Como exemplos de conquistas dessa nova e promissora indústria temos o tubo descartável, os produtos químicos para ondulações de cabelos, os xampus sem sabão, os pulverizadores de aerossol, as modernas tinturas de cabelo e o creme dental com flúor.



Fotos: Reprodução



## PENSE, DEBATA E ENTENDA

- 1 Quando você folheia uma revista e observa os modelos, o que você nota? Você gostaria de seguir o mesmo estilo? Justifique.
- 2 O texto faz referência ao modo de agir das pessoas para garantir a beleza. Debata com seus colegas sobre quais são as vantagens e os riscos de se tentar de tudo para ficar mais bonito.
- 3 Pesquise os principais estilos e estéticas de diferentes décadas do século XX e compare com os atuais. Debata sobre possíveis razões das diferenças de gerações.
- 4 Debata sobre o uso de tatuagens em adolescentes.
- 5 Para você, o que mais o influencia na compra de um produto de beleza: as informações do rótulo, as indicações fornecidas pelas propagandas, as sugestões dos vendedores ou a recomendação de especialistas?
- 6 Procure textos, reportagens ou casos de pessoas que sofreram algum dano em consequência do uso de cosméticos, medicamentos ou cirurgias plásticas para melhorar a estética e o desempenho de seu corpo. Em seguida, debata com seus colegas sobre as possíveis causas dos problemas enfrentados.





## GRANDEZAS FÍSICAS



Photodisc



Pode-se medir a beleza?

Observe atentamente as fotos ao lado. Elas foram feitas a partir de um único modelo.



Como foram obtidas a primeira e a terceira imagens (de cima para baixo)? Qual das três você considera mais bonita?



Reprodução

As medidas do rosto são atributos quantificáveis. E a beleza, também?

Obter um critério mensurável para a definição de beleza é um desafio que intriga os cientistas há muito tempo. É possível dizer, cientificamente, o que é um rosto bonito? Para alguns pesquisadores, um rosto bonito seria um rosto simétrico, ou seja, aquele com medidas iguais dos dois lados. As fotos acima confirmam essa teoria? Mais do que na simetria, a beleza estaria no equilíbrio e na harmonia — atributos que são bem mais difíceis de quantificar.

Os atributos que podem ser mensurados são chamados de **grandezas**. Traçando retas sobre o desenho de um rosto, você pode medir, por exemplo, quantos centímetros existem entre os lábios e o nariz. Essa distância, que pode ser quantificada em centímetros, ou em outra unidade de medida, é, portanto, uma grandeza.

**Grandeza** é um atributo (característica) de algo do universo físico que pode ser medido de alguma forma.

Toda grandeza é representada por um número seguido de uma unidade de medida. O número representa quantas vezes essa grandeza é diferente do padrão de medida utilizado. Um frasco de perfume de 200 mL possui um volume de perfume duzentas vezes maior que o mililitro.

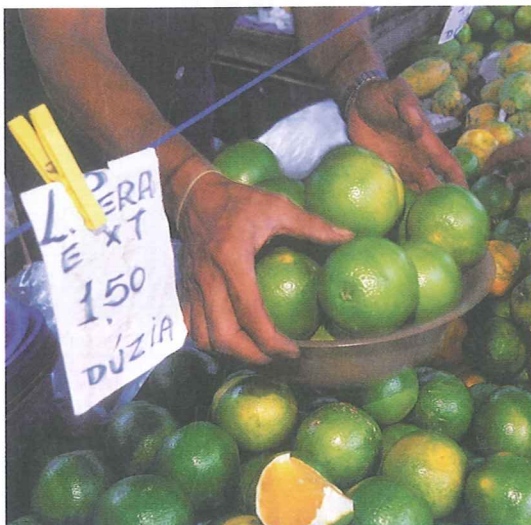
Para o químico, além de volume e massa, existe outra grandeza relacionada à quantidade que já está incorporada em sua rotina de trabalho: a **numerosidade**.





## NUMEROSIDADE: COMO OS QUÍMICOS CONTAM

Deifim Martins/Pulsar



No nosso dia-a-dia usamos várias unidades para a grandeza numerosidade: saco, lata, dúzia, grossa, milheiro etc.



Para medir feijão, você pode usar as grandezas massa ou volume. No mercado Ver-o-Peso, de Belém (PA), compra-se feijão por litro. Mas quem ousaria usar a grandeza numerosidade para quantificar esse produto?

Fotos: O Liberal

Corbis/Stock Photos

Na foto desta criança tailandesa podemos observar vários atributos. Muitos são indicadores do grau de miséria humana, mas que não podem ser mensurados: fome, pobreza, exploração, dor, desespero, doença etc. Esses atributos não são grandezas. Existem, porém, indicadores que são grandezas, como o de que cerca de 1/3 da população brasileira ter renda abaixo da linha de pobreza ou de que 29,6% é a taxa de mortalidade infantil atingida no ano 2000. Essas são grandezas que nos convidam a apoiar programas que diminuam a extensão da miséria humana em nosso país e no mundo.

Imagine que você resolveu fazer uma dieta. Seguindo os conselhos de um nutricionista, por meio de um programa de reeducação alimentar, deixará um pouco de lado os biscoitos e chocolates e comerá mais frutas e verduras. Só imagine. Você pega sua sacola e, feliz da vida, segue para a feira ou para o supermercado mais próximo. Mas que quantidade comprar de cada alimento? Como podemos quantificar os alimentos?



Como se medem as quantidades de abacaxi e laranja vendidas na feira? Qual a grandeza que você utiliza ao comprar carne, frango, peixe etc.?

Frutas, por exemplo, podem ser vendidas medindo-se quantidades de massa, volume ou unidades. Por exemplo, você pode comprar um quilo de maçã, um litro de jaboticaba ou uma dúzia de bananas. Também são vendidos por unidades vários outros produtos — geralmente sólidos de tamanhos regulares —, como ovos, tijolos e lápis. A grandeza a que estamos nos referindo nesses casos é a **numerosidade**.

Mas nem sempre a numerosidade é uma grandeza apropriada. Imagine uma pessoa querer comprar feijão usando essa grandeza!





## Medindo a massa dos átomos



É possível medir a massa de um átomo na balança?

Qual seria o padrão de medida de massa para os átomos?

O átomo é infinitamente pequeno, de forma que não pode ser pesado em nenhum tipo de balança! Todavia, podemos estabelecer um padrão de medida para sua massa. Que padrão seria esse?



Da mesma forma, para os químicos, é inviável contar átomos ou moléculas. Eles geralmente trabalham medindo massas. Há, todavia, alguns casos em que é importante conhecer o número de entidades químicas — sejam átomos, íons ou moléculas — presentes em determinadas quantidades de massa ou volume.



Sabendo que o raio atômico do neônio (Ne) é de 38 pm ( $38 \times 10^{-12}$  m), seria viável contar seus átomos? Por quê?

Desejando expressar quantos átomos existem em uma amostra de neônio (Ne), que unidade seria mais viável?

Nos cálculos de quantidades de substâncias envolvidas em reações químicas é fundamental estabelecer a quantidade de constituintes que estão reagindo para a determinação da porção de produto a ser formado. Você já imaginou como isso seria difícil? Mas não se preocupe, pois os químicos arrumaram uma maneira simples de fazer essas contas. Vejamos a seguir.

Um bom padrão de medida é aquele que pode ser comparado facilmente com o que se pretende medir. Esse padrão não deve ser nem muito grande nem muito pequeno em relação às medidas a serem realizadas. Qual seria, então, um bom padrão para medir a massa de substâncias? E de átomos?

A primeira substância utilizada como padrão para determinar a massa de outras substâncias foi o hidrogênio. Ela apresentava duas grandes vantagens: é a mais leve que se conhece e reage com muitas outras substâncias simples. Assim, atribuiu-se ao hidrogênio o valor unitário de massa. Para determinar sua massa, bastaria apenas que fosse verificada a proporção entre as massas de hidrogênio e as de outras substâncias simples.



### ALGUMAS SUBSTÂNCIAS DA TABELA DE PESO ATÔMICO DE DALTON

Substância simples	Peso atômico	Substância simples	Peso atômico	Substância simples	Peso atômico	Substância composta	Peso atômico	Substância composta	Peso atômico
Oxigênio	7	Ferro	50	Tungstênio	56 ?	Água	8	Ácido nítrico	31
Hidrogênio	1	Níquel	25 ? 50 ?	Titânio	40 ?	Ácido muriático	22	Óxido carbônico	12,4
Azoto	5	Estanho	50	Cério	45 ?	Ácido oximuriático	29	Ácido carbônico	19,4
Carbono	5,4	Chumbo	95	Potássio	42	Gás nítrico	12	Óxido sulfuroso	20
Enxofre	13	Zinco	56	Sódio	28	Óxido nítrico	17	Ácido fosforoso	32
Fósforo	9	Bismuto	68 ?	Cal	24	Ácido nítrico	19	Ácido fosfórico	23
Ouro	140 ?	Antimônio	40	Manganês	17	Ácido oxinítrico	26	Amônia	6
Platina	100 ?	Arsênio	42 ?	Barita	68				
Prata	100	Cobalto	55 ?	Alumina	13				
Mercúrio	167	Manganês	40 ?	Sílica	45				
Cobre	56	Urânio	60 ?	Glucínio	30				

Obs.: Para Dalton, a massa molecular das substâncias compostas era também chamada de peso atômico. Além disso, algumas substâncias compostas eram consideradas substâncias simples, como a cal, a barita, a alumina e a sílica.

Simple e eficiente: o hidrogênio serve de padrão para medir a massa de outras substâncias.

Foi o cientista inglês John Dalton (1766-1844) quem teve essa brilhante idéia: ele passou a determinar a massa de diferentes substâncias que reagem com 1 g de hidrogênio. Assim, propôs a primeira tabela de pesos atômicos relativos (que hoje chamamos de massas molares) e apresentou-a, em 1803, à Sociedade Filosófica de Manchester.

Porém, a tabela de Dalton continha erros, porque naquela época considerava-se que a fórmula da água era HO e não H<sub>2</sub>O, como a conhecemos hoje.

Anos depois, o químico sueco Jons Jacob Berzelius (1779-1848) sugeriu a utilização do oxigênio como padrão de peso atômico (massa molar), pois ele reage com a maioria das substâncias simples para formar óxidos (substâncias formadas por átomos de oxigênio e de um outro elemento químico).

Posteriormente, surgiram divergências entre químicos e físicos na definição do padrão: os físicos empregavam o oxigênio-16 e os químicos utilizavam a média ponderada de todos os isótopos (átomos de um mesmo elemento com diferentes valores de massa) do oxigênio. Isso gerava diferenças nos valores de massa dos átomos e das substâncias. Na busca de uma unificação de conceitos e valores, a partir de 1957, a Iupac (International Union of Pure and Applied Chemistry — União Internacional de Química Pura e Aplicada) adotou como padrão de medida de massa molar 12 g de isótopo de carbono-12. Esse padrão é mais estável e mais abundante que o oxigênio-16.

## Contando entidades pequenas

Vimos como foi estabelecida uma relação entre as massas das diferentes substâncias, utilizando uma substância simples como padrão. Mas os químicos tinham ainda outro desafio a vencer: como saber o número de átomos ou entidades químicas presentes nas substâncias? Certamente eles não poderiam contá-las da forma como você conta laranjas na feira. Ainda que conseguissem desenvolver uma máquina que contasse mil átomos por segundo, ela gastaria aproximadamente 20 trilhões de anos para contar todos os átomos existentes em 12 g de carbono-12!

Diante de tal impossibilidade, os químicos desenvolveram uma outra grandeza de numerosidade. Para compreendê-la, vamos fazer uma comparação com objetos pequenos que você possa manusear, como as miçangas empregadas na confecção de bijuterias (veja a foto abaixo).

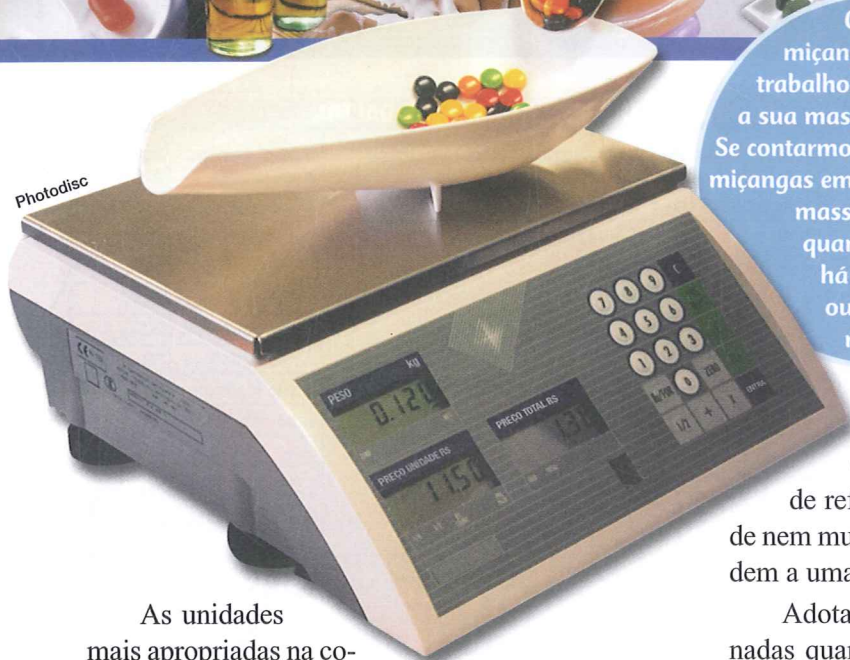
PENSE

Qual unidade de medida da grandeza massa seria mais recomendável na comercialização de miçangas? Justifique sua resposta.

Ainda que miçangas possam ser contadas uma por uma, essa não é uma tarefa fácil de ser feita no comércio. Como fazer?



Photodisc



Contar miçangas é muito trabalhoso, mas medir a sua massa é muito fácil. Se contarmos a quantidade de miçangas em uma determinada massa, saberemos quantas miçangas há em qualquer outro valor de massa.

fácil manuseio. Como a balança é um instrumento de medida preciso e bastante comum, a pessoa poderia escolher como padrão de medida uma quantidade de miçangas que

pudesse ser determinada a partir da sua massa. Que tal escolher 150 g de miçangas de 6 mm de diâmetro como padrão de referência? Essa miçanga não é muito grande nem muito pequena. Além disso, 150 g correspondem a uma quantidade razoável, fácil de ser medida.

As unidades mais apropriadas na comercialização de miçangas são aquelas que adotam padrões de medida próximos à quantidade de miçangas que serão comercializadas. Assim, o grama poderia ser uma boa unidade de medida na venda direta de miçangas ao consumidor, o quilograma para vendas a comerciantes e a tonelada para a venda do produto a grandes indústrias.

Adotada essa convenção, poderiam ser determinadas quantas miçangas há em 150 g. De que forma? Contando uma a uma as miçangas que estão em uma amostra de 150 g. Ou, para facilitar, simplesmente medindo a massa de uma miçanga de 6 mm. Bastaria, depois, dividir 150 g pela massa de uma miçanga. Como curiosidade, fizemos essa conta e obtivemos o resultado de 1 359 miçangas.

Vamos imaginar que uma pessoa muito meticulosa resolvesse comprar a quantidade exata de miçangas para fazer, por exemplo, um certo número de colares. Para essa pessoa, a grandeza mais apropriada seria uma unidade de medida que estivesse relacionada com o número de miçangas (número de entidades) e não com a massa. No entanto, é muito trabalhoso contar miçangas uma a uma. Mas, se não é possível usar a unidade simples, que grandeza devemos usar nesse caso?

Resolvido o problema. Se nosso amigo meticuloso precisasse de 4 077 miçangas, bastaria comprar 450 g de miçangas, ou seja, a quantidade contida em 150 g serviria como base para seus cálculos de unidade. Ela poderia facilitar ainda mais os cálculos inventando uma grandeza específica para contar a quantidade de miçangas. Essa grandeza poderia ser chamar “quantidade de miçangas”, que tal? E, como toda grandeza tem de ter uma unidade, poderia ser batizada de “miçamol”.

Uma forma adequada seria estabelecer um padrão de referência que contivesse uma quantidade de

Assim, esse hipotético consumidor não pediria mais 450 g de miçangas, mas, sim, 3 “miçamols” de miçangas.





## QUANTIDADE DE MATÉRIA

A quantidade de uma substância pode ser expressa por meio de mais de uma grandeza. Por exemplo, a quantidade de água em um copo pode ser expressa pelo seu volume ou por sua massa.



E se quiséssemos expressar a quantidade de água por sua numerosidade, como iríamos contar as moléculas de água dentro do copo?

Os constituintes dos materiais (átomos, moléculas, íons etc.) são entidades pequenas demais para serem contadas uma a uma. Como, então, podemos conhecer a numerosidade de entidades químicas nos materiais? Fazendo o mesmo que nosso amigo detalhista fez para comprar miçangas: estabelecendo um padrão que seja fácil de manusear.

Assim como estabelecemos uma unidade padrão para quantificar as miçangas, os químicos também desenvolveram uma unidade de medida para as entidades constituintes das substâncias. No caso das miçangas, a grandeza usada foi “quantidade de miçangas”. No caso da Química, a numerosidade de espécies químicas (átomos, íons, moléculas, elétrons) foi denominada **quantidade de matéria**. Essa é uma grandeza de numerosidade, representada pela letra **n**, que permite determinar a quantidade de entidades químicas.

Por analogia, considerando-se as diferenças entre átomos e miçangas, podemos relacionar o conceito de quantidade de matéria à quantidade de miçangas. Definimos como padrão de quantidade o número de miçangas contido em 150 g de miçangas de 6 mm. No caso da Química, o padrão escolhido foi o número de átomos contidos em 12 g de carbono-12 (isótopo do carbono). A unidade de medida da grandeza quanti-



Se nesta amostra de carvão tivéssemos apenas átomos de carbono-12, obteríamos uma quantidade igual a um mol.

**Mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 kg de carbono-12.**

dade de matéria é o **mol** — do latim *moles*, que significa grande massa compacta. O mol é, portanto, a unidade de numerosidade de entidades químicas.

Quando se utiliza o mol, as entidades elementares devem ser especificadas, podendo ser átomos, constituintes, íons, elétrons ou outras partículas, bem como agrupamentos especificados dessas partículas.

O símbolo dessa unidade de medida é **mol**. Como o símbolo é igual ao nome, é preciso ter atenção para evitar confusões, visto que os símbolos não possuem plural. Por exemplo, a distância de cem metros é escrita como 100 **m**. Da mesma forma, a quantidade de matéria correspondente a cem mols deve ser escrita como 100 **mol**.

### SÍMBOLOS DE ALGUMAS GRANDEZAS



Reprodução

Grandeza	Unidade de medida	
	Nome (plural)	Símbolo
Nome		
Massa (m)	quilograma (quilogramas)	kg
Comprimento	metro (metros)	m
Quantidade de matéria (n)	mol (mols)	mol

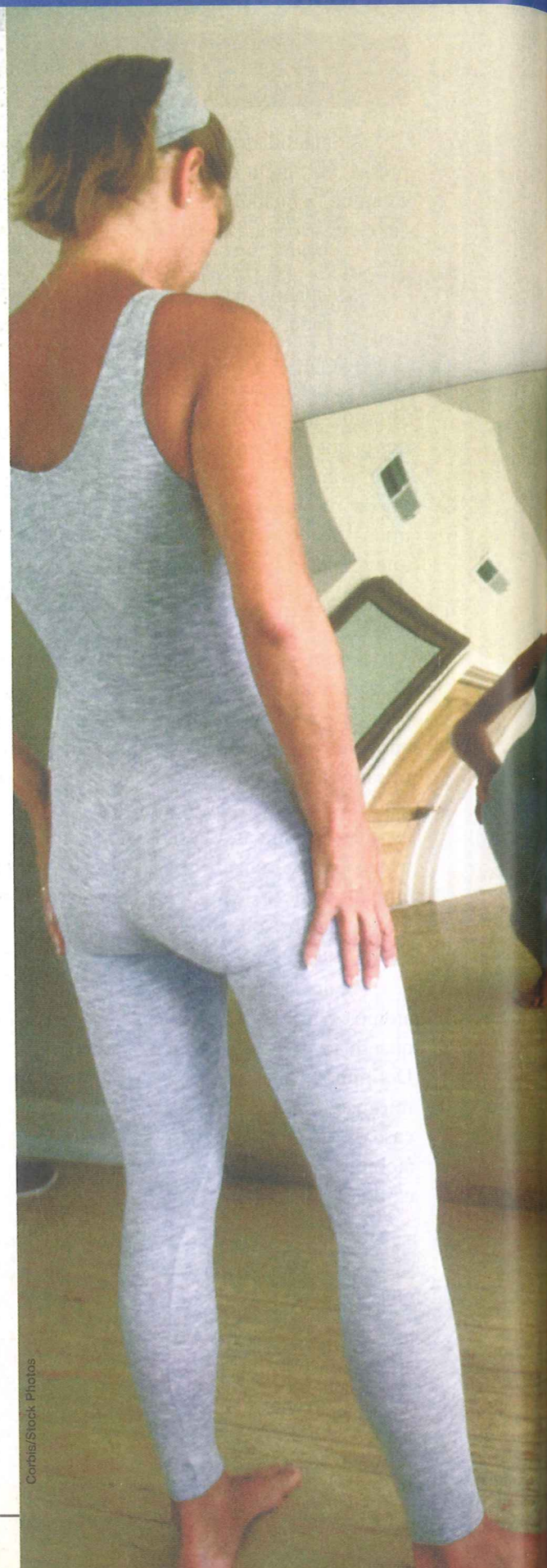






## EXERCÍCIOS

- 1 A beleza da Mona Lisa, pintada por Leonardo da Vinci, é uma grandeza? Por quê?
- 2 As medidas simétricas da Mona Lisa entre os olhos, nariz, boca e orelhas, são consideradas grandezas?
- 3 Por que para expressar uma grandeza deve-se utilizar uma unidade de medida?
- 4 Que atributo a grandeza numerosidade mede?
- 5 Para montar um determinado colar, necessita-se de oito dúzias de miçangas de 6,0 mm e um fio de náilon de 0,60 m. Passe o fio de náilon pelos bucaquinhos das miçangas e amarre. Já está pronto o seu colar. Agora responda:
  - a) Qual a grandeza usada para contar miçangas?
  - b) Caso você fique famoso(a) com suas bijuterias e queira produzir 100 000 colares, pulseiras e adornos, utilizaria a mesma grandeza? Qual seria a melhor grandeza?
  - c) Qual a grandeza e a unidade de medida do fio de náilon?
- 6 Identifique a(s) grandeza(s) geralmente utilizada(s) na comercialização dos seguintes produtos:
  - a) sabão em pó;
  - b) tecidos;
  - c) amaciante de roupas;
  - d) combustível;
  - e) cordas;
  - f) cerâmica.
- 7 O que mede a grandeza quantidade de matéria e qual é o símbolo de sua unidade?
- 8 Por que os químicos adotaram a grandeza quantidade de matéria para contar as entidades químicas, em vez de simplesmente contá-las numericamente?
- 9 De acordo com a teoria atômica de Dalton, em 12 g de átomos de oxigênio existe a mesma quantidade de entidades existentes em 12 g de carbono-12? Justifique sua resposta.
- 10 Em um mol de elétrons, existem mais ou menos entidades do que o número de átomos que estão contidos em 12 g de carbono-12? Justifique sua resposta.
- 11 O número de entidades em um mol de elétrons é maior ou menor que o de átomos em 12 g de carbono-12? Justifique sua resposta.



Corbis/Stock Photos



## Tema em foco

### A OBESIDADE E A IMAGEM DO ESPELHO

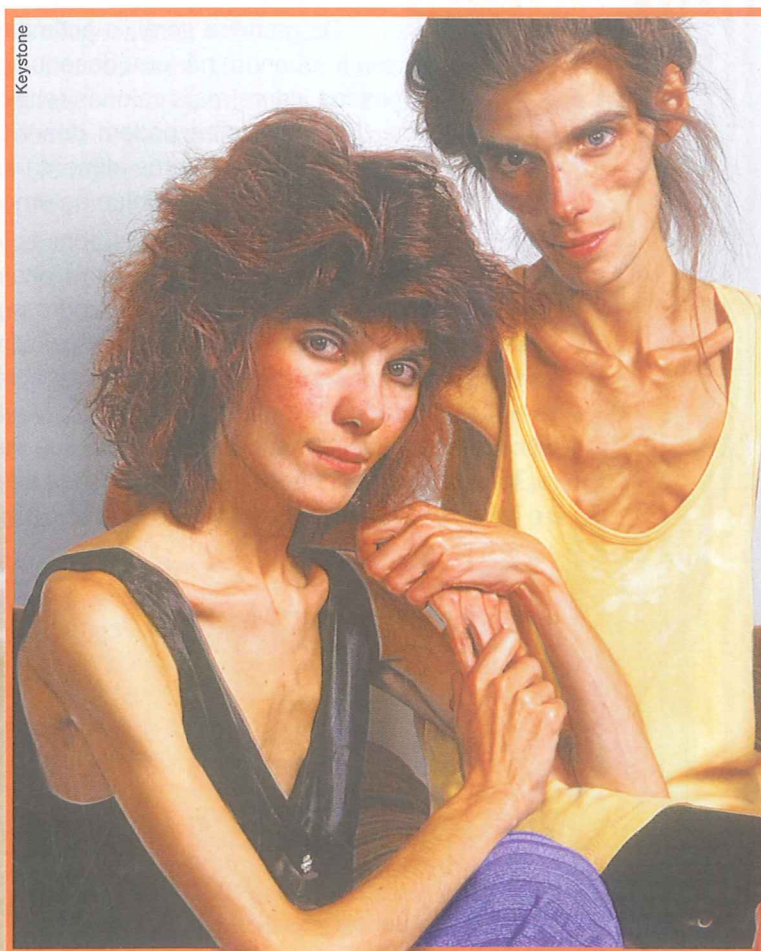
Você se acha magro(a) ou gordo(a)? Que padrão de medida você usa para responder a essa pergunta: apenas a imagem que vê refletida no espelho? Se o espelho for o seu único padrão de referência para medir a grandeza da obesidade, cuidado! A imagem que temos de nós mesmos tem muito a ver com nosso humor, estado de espírito e auto-estima — e esses atributos não são quantificáveis!

Você já deve ter ouvido falar de uma doença chamada anorexia, uma terrível e contínua obsessão pela magreza. Os primeiros sinais são regimes constantes e a prática exagerada de exercícios

físicos. Quem sofre desse mal tem uma visão distorcida de seu próprio corpo: ao olhar para o espelho, enxerga uma pessoa gorda, mesmo que seu corpo esteja esquelético e subnutrido, e, por isso, persiste numa dieta de fome que pode até levar à morte. Essa doença vem atingindo cada vez mais pessoas jovens e uma de suas possíveis causas está na grande pressão social para que as pessoas mantenham a forma física.

Por outro lado, quem está obeso deve ficar atento, pois sua saúde corre risco. Obesidade é uma doença crônica reconhecida pela Organização Mundial de Saúde. Ela se caracteriza por excesso de gordura corporal, que pode ocorrer de duas formas diferentes: pelo número ou pelas dimensões das células adiposas.

Espelho, espelho meu, qual será a imagem mais bela?



As gêmeas inglesas Samantha (à esquerda) e Michaela perderam sua juventude e a luta contra a anorexia. A história toda começou quando ainda tinham 12 anos e os colegas as chamavam de “gêmeas gordas”. Elas, então, fizeram um pacto e iniciaram uma obsessiva dieta: não comiam nada além de uma torrada por dia. Morreram: uma com 18 e outra com 21 anos.



A obesidade hipertrófica provoca aumento de tamanho da célula adiposa, por acúmulo de lipídios. Começa, geralmente, na idade adulta e, nas mulheres, é comum aparecer durante a gravidez. Para evitá-la, é muito importante acompanhamento médico e fazer uma dieta alimentar nesse período.



A obesidade hipercelular é aquela em que há um aumento de até cinco vezes no número normal de células adiposas (de 40 a 60 × 10<sup>9</sup> células, em um adulto). Desenvolve-se, geralmente, na infância ou na adolescência. **Cuidado:** a pessoa é o que come!

De maneira geral, o acúmulo de gordura pode surgir quando há um desequilíbrio energético: a pessoa ingere mais calorias (energia) do que consome. Muitos fatores podem desencadear esse desequilíbrio: de maus hábitos alimentares a fatores genéticos, passando até por problemas emocionais.

E como saber se estamos obesos? Um padrão de referência confiável para medirmos a obesidade pode ser o IMC (índice de massa corporal), grandeza que relaciona a altura e a massa de um indivíduo. Para calcular o IMC, é necessário dividir a massa (m), dada em quilogramas, pelo quadrado da altura (h), dada em metros:  $IMC = m/h^2$ . De modo geral, os médicos classificam como obesa a pessoa que possui IMC superior a 30 kg/m<sup>2</sup>, embora possa haver variações individuais, conforme o biótipo ou constituição óssea do indivíduo (veja a tabela abaixo).

#### ESCALA DE ÍNDICE DE MASSA CORPORAL (IMC)

Desnutrição	abaixo de 14,5 kg/m <sup>2</sup>
Peso abaixo do normal	até 20 kg/m <sup>2</sup>
Peso normal	20 – 24,9 kg/m <sup>2</sup>
Sobrepeso	25,0 – 29,9 kg/m <sup>2</sup>
Obesidade	30,0 – 39,9 kg/m <sup>2</sup>
Obesidade mórbida (alto risco de vida)	igual ou acima de 40 kg/m <sup>2</sup>





Ter uma dieta saudável com frutas e verduras é uma boa maneira de controlar o peso.



Fotos: Corbis/Stock Photos

A balança fornece o valor da grandeza massa, que é utilizada para avaliar a saúde dos indivíduos. Ela passa a ser o algoz quando a massa está muito acima do normal. O importante é encarar o problema de frente e fazer o tratamento correto.



O importante é diagnosticar a doença e avaliar suas causas para atacá-las, pois a obesidade predispõe o organismo a várias outras doenças graves, como hipertensão arterial, diabetes, aterosclerose, insuficiência respiratória ou cardíaca e vários tipos de câncer. Entretanto, lembre-se de que só profissionais especialistas podem indicar tratamentos seguros.

A Química desenvolveu drogas que são extremamente importantes no tratamento contra a obesidade. Algumas atuam no hipotálamo, parte do cérebro que regula o apetite, inibindo a fome e provocando sensação de saciedade. Outras inibem a absorção de gorduras pelo intestino. Genericamente chamadas de “remédios para emagrecer”, essas drogas, se não forem bem administradas, podem até matar. Algumas, como as anfetaminas, são tão perigosas que têm uso controlado (veja quadro na pág. 20). E esse é um dos grandes riscos do tratamento sem orientação médica. Muita gente usa “remédios para emagrecer” sem necessidade, apenas por razões estéticas. Como todo medicamento, eles também apresentam efeitos colaterais que podem ser bastante perigosos, tais como, taquicardia, cefaléia, ansiedade, insônia, sonolência, diminuição da libido, boca seca, aumento do ritmo intestinal, problemas nas válvulas cardíacas. É o médico que precisa avaliar a relação risco/benefício para cada paciente.



Controlar a alimentação, a altura e a massa dos bebês é fundamental, pois maus hábitos alimentares geralmente começam na infância.

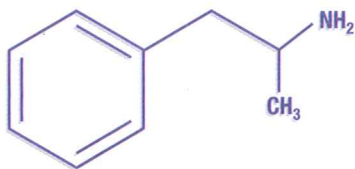
Photodisc



## CONHECENDO UM POUCO MAIS

### ANFETAMINAS

Conhecida pelo nome de benzidrina, a anfetamina foi largamente utilizada na Segunda Guerra Mundial pelos soldados que queriam evitar a fadiga, aumentar a coragem e diminuir a consciência do perigo. O uso indiscriminado dessa substância acarretou sérias consequências, como erros fatais nas aterrissagens por parte dos pilotos, o que levou à sua proibição.



Olhando a fórmula parece tão bonitinha e simples, mas nas décadas de 1940 e 1950 a benzidrina foi muito empregada com a finalidade de combater a congestão nasal, diminuir a fadiga física e psíquica, conter o sono, aumentar a capacidade de estudo, melhorar o aprendizado, reduzir o apetite.

É importante destacar que a utilização de drogas ou mesmo procedimentos cirúrgicos não são suficientes para perda permanente de peso. Para isso, devem ocorrer mudanças de hábitos alimentares, prática de atividade física e acompanhamento de apoio ao paciente por especialistas.

**Caminhar 30 minutos por dia é uma boa prática para manter o seu corpo em forma. Pense nisso hoje e, certamente, não se arrependerá amanhã.**

Essa substância causa dependência e altera o comportamento do indivíduo, provocando diminuição ou perda do apetite, insônia, falta de afetividade, agressividade, taquicardia, sudorese etc. Estudos mostraram que alunos, ao utilizar as anfetaminas, alteravam o seu comportamento, tornando-se agressivos, desrespeitosos, descuidados e desinteressados. Na realização de provas, ficavam inseguros, dando respostas disparatadas às questões.

Hoje a sua comercialização é controlada; pode ser comprada apenas mediante receita médica apropriada, que fica retida na farmácia.

### PENSE, DEBATA E ENTENDA

- 1 Você se considera uma pessoa gorda? Ao medir seu IMC (índice de massa corporal), qual foi o valor alcançado?
- 2 Que nutrientes não podem faltar a nenhuma dieta? Como podemos estabelecer uma dieta saudável? Justifique.
- 3 O uso de remédios para emagrecimento deve ser feito com acompanhamento médico, devido aos efeitos colaterais que eles podem apresentar. Mas há quem compre esses remédios sem receita. Quais são os riscos que essa pessoa corre?
- 4 Somente pessoas obesas precisam cuidar de seus hábitos alimentares e fazer exercícios físicos? Justifique sua resposta.



## CONSTANTE DE AVOGADRO: UM VALOR DETERMINÁVEL



Neste cálice há 1 mol de moléculas de água (18 g). Se fôssemos contar uma a uma as moléculas de água, quantas moléculas contaríamos? Essa quantidade ( $N_A$ ) é o que chamamos de constante de Avogadro.

The Next

O químico é um profissional detalhista: característica necessária para quem lida com átomos e moléculas. Muitas vezes, ele precisa saber as quantidades exatas das substâncias com as quais trabalha, isto é, tem de determinar quantas entidades químicas (átomos, moléculas, íons etc.) existem em certa porção de material.

O número de átomos presentes em uma amostra de 0,012 kg de carbono-12 é dado por uma constante física que recebe o nome de **constante de Avogadro** ( $N_A$ ), em homenagem ao químico Amedeo Avogadro (1776-1856), que estabeleceu os fundamentos para sua criação. Como os átomos são entidades muito pequenas, seu valor numérico é muito grande. Como determiná-lo?

Como não podiam precisar o valor da constante de Avogadro, vários químicos e físicos (inclusive Albert Einstein) propuseram métodos indiretos para determiná-lo. Como? Sabendo que muitas propriedades das substâncias dependem da quantidade de entidades químicas (átomos, moléculas, íons etc.), eles apresentaram técnicas específicas para medir tais propriedades e metodologias de cálculos que fornecem a constante de Avogadro, ou seja, o número de entidades presentes em um mol.

Existem vários métodos para determinação da constante de Avogadro, como o apresentado na próxima página. Com a evolução tecnológica, as técnicas e os equipamentos foram aperfeiçoados, o que permitiu a determinação de valores mais precisos da constante de Avogadro, conforme pode-se observar na tabela a seguir.

### VALORES DA CONSTANTE DE AVOGADRO OBTIDOS NO SÉCULO XX

Ano da determinação	Constante de Avogadro
1917	6,062 $\times 10^{23}$ mol <sup>-1</sup>
1928	6,061 $\times 10^{23}$ mol <sup>-1</sup>
1941	6,024 5 $\times 10^{23}$ mol <sup>-1</sup>
1949	6,024 57 $\times 10^{23}$ mol <sup>-1</sup>
1951	6,025 44 $\times 10^{23}$ mol <sup>-1</sup>
1963	6,022 78 $\times 10^{23}$ mol <sup>-1</sup>
1976	6,022 094 1 $\times 10^{23}$ mol <sup>-1</sup>
1997	6,022 141 99 $\times 10^{23}$ mol <sup>-1</sup>





## AVOGADRO: O NÚMERO QUE ACOMPANHA O NOME

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro di Queregna e di Cerreto nasceu na cidade de Piemonte, reino de Sardenha (hoje Itália), em 9 de agosto de 1776. Seu pai, Filippo Avogadro, era um advogado rico e famoso, com uma sólida carreira política. Amedeo seguiu o caminho do pai, formando-se em Direito. Mas, definitivamente, essa não era sua vocação. Tornou-se cientista e desenvolveu preciosos es-

tudos em Química e Física, mas não soube divulgar suas idéias. Isolado em seu laboratório, ele não viajava e correspondia-se pouco com os colegas. Seus escritos careciam de brilhantismo e simpatia, mesmo quando reportavam importantes descobertas experimentais e idéias revolucionárias, como sua hipótese sobre os gases, publicada em 1811. Nesse trabalho, *Ensaio de uma maneira de determinar a massa relativa de moléculas elementares dos corpos e as proporções entre eles nas combinações*, Amedeo Avogadro defendeu a tese de que volumes de diferentes gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, contêm igual número de moléculas. Tal afirmação ficou conhecida como “hipótese de Avogadro”.

O cientista propôs que muitos gases são formados por moléculas que contêm mais de um átomo, como, por exemplo, os gases hidrogênio ( $H_2$ ), oxigê-



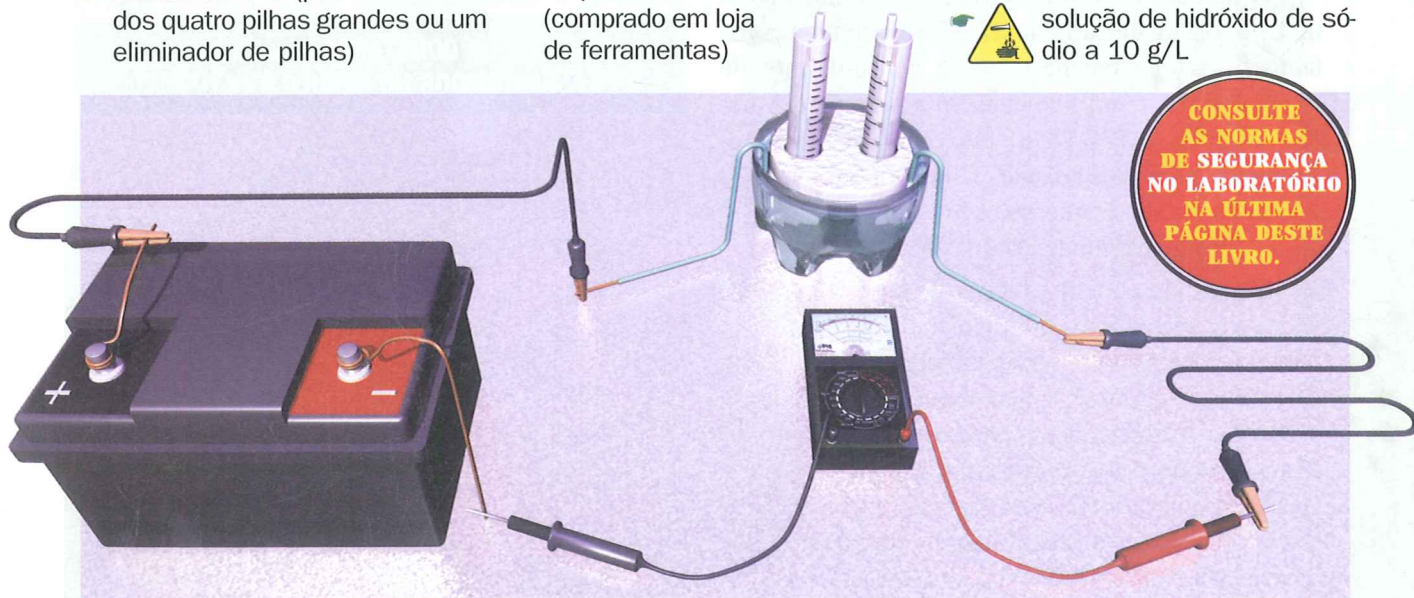
## Química na escola

### COMO É POSSÍVEL DETERMINAR A CONSTANTE DE AVOGADRO?

Existem vários métodos para fazer essa determinação. Quanto mais sofisticado o método, maior a precisão da medida. Mas também é possível fazer essa determinação utilizando uma metodologia simples, como a que apresentamos a seguir, a qual poderá ser feita pelo seu professor na escola, caso haja condições para isso.

#### Material

- ⚠ dois eletrodos de fio de cobre (encapado) de 2,5 mm de diâmetro
- ⌚ cronômetro ou relógio
- 🔋 bateria de 9 V (podem ser usados quatro pilhas grandes ou um eliminador de pilhas)
- 🧴 duas seringas de injeção de 5 mL
- 🧴 recipiente plástico transparente (ou o fundo de uma garrafa de refrigerante)
- 📏 amperímetro ou multímetro (comprado em loja de ferramentas)
- 🧴 um pedaço de isopor para servir de suporte para as seringas
- 🧴 um pouco de silicone ou parafina (vela)
- 🧴 fios finos para as conexões
- ⚠ solução de hidróxido de sódio a 10 g/L



**CONSULTE AS NORMAS DE SEGURANÇA NO LABORATÓRIO NA ÚLTIMA PÁGINA DESTA LIVRO.**



nio ( $O_2$ ) e cloro ( $Cl_2$ ). Sabendo que os gases hidrogênio e oxigênio são constituídos por moléculas diatômicas e que a proporção de volumes desses gases para formar a água é de dois para um, ele concluiu que a proporção entre seus átomos também seria essa, ou seja, sua fórmula deveria ser  $H_2O$  e não  $HO$ , como era considerada até então. Mesmo com dificuldades para medir a massa dos gases, Avogadro chegou à razão de 15,074 entre as massas dos átomos de oxigênio e hidrogênio, sendo a última considerada igual a uma unidade. Ele não estabeleceu o valor da constante de Avogadro, mas lançou as bases teóricas que possibilitaram sua determinação. Por isso, em homenagem a ele, a constante recebeu seu nome.

Reprodução



← **Amedeo Avogadro** concluiu que, se volumes iguais contêm o mesmo número de moléculas, é possível determinar as massas moleculares relativas. Dessa forma, ele tornou possível explicar substâncias como o  $NH_3$ ,  $NO$ ,  $NO_2$ ,  $HCl$ ,  $CO_2$  e  $SO_2$ , demonstrando como prever as fórmulas e as massas molares com grande precisão.

Avogadro faleceu em 9 de julho de 1856 e, embora não tenha sido reconhecido pelos cientistas de sua época, deixou bases importantíssimas para a Química moderna, sendo considerado um dos fundadores da Físico-Química. Somente dois anos depois de sua morte, seus colegas reconheceram o quanto sua hipótese ajudava na resolução de problemas de Química.

### Procedimento

- 1 Tapar as pontas das seringas com silicone ou parafina.
- 2 Fixar as seringas no suporte feito com um pedaço de isopor.
- 3 Colocar solução de hidróxido de sódio no recipiente até 3/4 de seu volume.
- 4 Encher também as seringas com solução e colocá-las no recipiente plástico cuidadosamente, segurando-as pelo fundo (use luvas!), de modo que não se formem bolhas de ar.
- 5 Colocar os eletrodos de forma que suas pontas fiquem sob a parte inferior da seringa.
- 6 Montar o circuito como mostrado na figura.
- 7 O valor da corrente (que deve ser constante durante todo o procedimento) deve ficar entre 100 e 30 mA. Para ajustá-lo, caso necessário, várias modificações podem ser feitas na montagem, como, por exemplo, a concentração da solução, o tamanho da parte exposta dos eletrodos, a distância entre eles etc.
- 8 Ligar o circuito e disparar o cronômetro no mesmo instante.
- 9 Quando o volume de hidrogênio completar 5 mL, parar o cronômetro e desligar o circuito.
- 10 Anotar os seguintes dados: temperatura ambiente ( $T$ ), pressão atmosférica ( $P$ ) — que pode ser obtida pelo serviço de meteorologia —, volume de hidrogênio produzido ( $V$ ) e tempo de eletrólise ( $t$ ).

### Análise de dados

Conhecendo o volume de hidrogênio produzido, pode-se, a partir da equação geral dos gases, determinar a quantidade de matéria correspondente. A seguir, é apresentada uma equação simplificada que fornecerá o valor da constante de Avogadro utilizando os dados obtidos neste experimento:

$$N_A = \frac{RTit}{2PVe}$$

em que:

- $N_A$  é a constante de Avogadro;
- $R$  é a constante dos gases (8,3145 J/K mol);
- $T$  é a temperatura em kelvins;
- $i$  é a corrente em ampères;
- $t$  é o tempo em segundos;
- $P$  é a pressão atmosférica em Pa ( $Pa = Jm^{-3}$ );
- $V$  é o volume em  $m^3$ ;
- $e$  é a carga do elétron ( $1,6 \times 10^{-19} C$ ,  $C = As$ ).

- 1 Utilizando os dados obtidos e a equação acima, calcule o valor da constante de Avogadro. Caso não tenha sido possível realizar o experimento, utilize os seguintes dados obtidos em laboratório:  $T = 27 K$ ,  $P = 88393 Pa$ ,  $t = 510 s$ ,  $V = 5 \times 10^{-6} m^3$  ( $V = 5 mL$ ).
- 2 Compare seu resultado com os apresentados na tabela da página 21 e levante hipóteses para as possíveis diferenças observadas.





Prensa Três

Se pudéssemos reunir, por exemplo, 1 mol de mangas, recobriríamos toda a Terra com uma camada de vários quilômetros de altura dessa fruta!

Para o químico precisão é fundamental. Por isso, ele busca continuamente medidas com mais casas decimais, embora no nosso dia-a-dia não precisemos de tanta exatidão.

A constante de Avogadro não deve ser comparada a outras medidas, como a dúzia e a centena, porque essas quantidades são definidas como números e não como grandezas físicas. Uma dúzia corresponde a 12 unidades.

Uma centena corresponde a 100 unidades. Já a constante de Avogadro é definida como o número de átomos presentes em um mol de carbono-12 (0,012 kg de carbono-12). Quanto é essa grandeza exatamente? Ao longo de sua história, seu valor vem sendo determinado com precisão cada vez maior, mas nunca chegaremos ao valor exato, porque a constante de Avogadro é obtida experimentalmente.

A unidade da constante de Avogadro ( $N_A$ ) é  $\text{mol}^{-1}$ , ou seja, o número de entidades por mol.

Para efeito didático, não necessitamos ser tão precisos quanto os químicos. Assim, iremos considerar a constante de Avogadro como  $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  em nossos cálculos químicos. Por isso, com o tempo, você guardará que:

**Constante de Avogadro ( $N_A$ )**

**1 mol = 602 214 199 000 000 000 000 000 entidades**

(seiscentos e dois sextilhões, duzentos e quatorze quintilhões, cento e noventa e nove quatrilhões de entidades)

**1 mol =  $6,02 \times 10^{23}$  entidades (átomos, moléculas etc.)**

## CONHECENDO UM POUCO MAIS

### NOTAÇÃO CIENTÍFICA

Qual a distância existente entre a Terra e a Lua? Qual o tamanho de uma célula? Você já deve ter percebido que a ciência lida com extremos. Para não manipular números cheios de zeros, é mais prático utilizar a **notação científica**, uma forma de representação numérica que facilita a indicação de números grandes ou pequenos. Valores como 567 000 000 ou 0,000 002 341, por exemplo, podem ser expressos em notação científica por  $5,67 \times 10^8$  e  $2,341 \times 10^{-6}$ .

Em notação científica, os números são escritos com apenas um algarismo antes da vírgula e multiplicados por 10, elevado à potência correspondente.

Uma potência positiva indica o número de posições que a vírgula deverá ser deslocada para a direita, a fim de se obter o número em notação comum. Do mesmo modo, a potência negativa indicará o número de vezes que a vírgula deverá ser deslocada para a esquerda, a fim de fornecer o número em notação comum. Dessa forma, quanto maior a potência, maior será o número.



## Fazendo cálculos com a constante de Avogadro

A partir da constante de Avogadro, podem-se fazer diversas conversões entre quantidades expressas em número de entidades e em quantidade de matéria. Essas conversões podem ser feitas por meio de regra de três ou por fatores de conversão. Lembre-se de que:

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ entidades}$$

Dividindo os dois lados da igualdade por 1 mol:

$$\frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ entidades}}{1 \text{ mol}}$$

ou por  $6,02 \times 10^{23}$  entidades:

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ entidades}} = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ entidades}}{6,02 \times 10^{23} \text{ entidades}}$$

teremos os seguintes fatores de conversão:

$$1 = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ entidades}}{1 \text{ mol}} \quad \text{e} \quad 1 = \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ entidades}}$$

Vejam os alguns exemplos de conversão:

- 1 Quantos átomos correspondem a 3,5 mol de átomos?

Para resolver por fator de conversão basta multiplicar a quantidade fornecida pelo fator que converte quantidade de matéria (mol) em número de entidades.

$$N = 3,5 \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 2,107 \times 10^{24} \text{ átomos}$$

- 2 Qual a quantidade de matéria correspondente a  $18,06 \times 10^{30}$  átomos de enxofre?

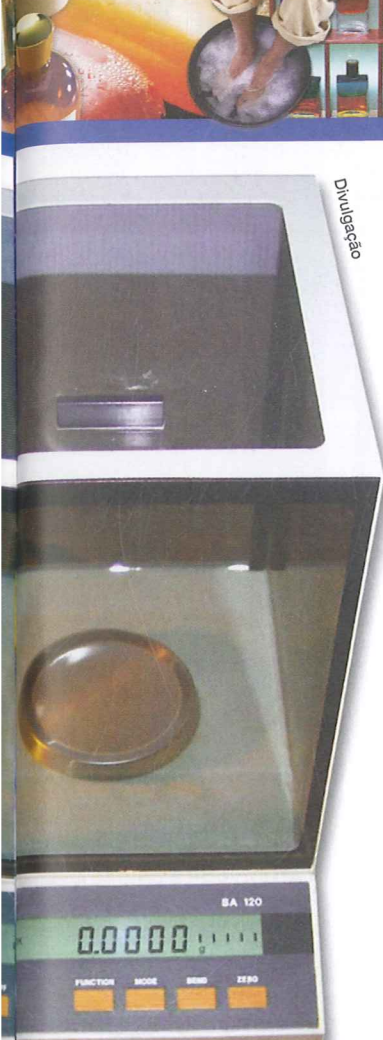
$$n = 18,06 \times 10^{30} \text{ átomos} \times \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}} = 3 \times 10^7 \text{ mol}$$

- 3 Qual o número de moléculas existente em 2,5 mol de hidrogênio?

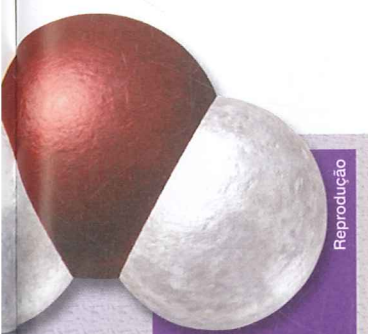
$$\begin{aligned} N(\text{H}_2) &= 2,5 \text{ mol H}_2 \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = \\ &= 1,505 \times 10^{24} \text{ moléculas H}_2 \end{aligned}$$

- 4 Qual a quantidade de matéria correspondente a  $18,0 \times 10^{20}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ ?

$$\begin{aligned} N(\text{H}_2\text{O}) &= 1,8 \times 10^{20} \text{ moléculas H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}} = \\ &= 2,99 \times 10^{-3} \text{ moléculas H}_2\text{O} \end{aligned}$$



Divulgação



Reprodução

Uma molécula de água tem massa aproximada de  $3 \times 10^{-26}$  kg.

A massa do Sol, estrela mais próxima do planeta Terra, é  $1,99 \times 10^{30}$  kg.

Nasa





## EXERCÍCIOS

- 1 Que relação há entre a constante de Avogadro e o mol?
- 2 Em que amostra há maior quantidade de entidades: em 1 mol de grãos de milho ou em 1 mol de átomos de carbono? Justifique sua resposta.
- 3 Você acha que o valor da constante de Avogadro no ano de 2100 será o mesmo de hoje? Por quê?
- 4 Por que pode haver mudanças no valor da constante de Avogadro, enquanto o valor da dúzia, por exemplo, não varia?
- 5 O suplemento vitamínico mineral é um medicamento para uso durante a gravidez e a lactação, períodos de grande atividade fisiológica, com o aumento das necessidades nutricionais diárias. Em uma certa massa desse suplemento, existem as seguintes quantidades de sais minerais:

$1,5 \times 10^{22}$  fórmulas mínimas de carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ )

$2,0 \times 10^{-3}$  mol de magnésio (Mg)

$5,4 \times 10^{17}$  fórmulas mínimas de iodeto de potássio (KI)

0,001 mol de ferro (Fe)

$1,35 \times 10^{17}$  fórmulas mínimas de óxido de cobre ( $\text{CuO}$ )

$2,6 \times 10^{-6}$  mol de molibdênio (Mo)

$1,8 \times 10^{20}$  fórmulas mínimas de óxido de zinco ( $\text{ZnO}$ )

$3,16 \times 10^{-5}$  mol de selênio (Se)

$1,99 \times 10^{19}$  fórmulas mínimas de sulfato de manganês ( $\text{MnSO}_4$ )


Para essa quantidade de suplemento, calcule:

- a) o número de átomos de Mg, Fe, Mo e Se.
  - b) a quantidade de fórmulas mínimas das seguintes substâncias:  $\text{CaCO}_3$ , KI,  $\text{CuO}$ ,  $\text{ZnO}$  e  $\text{MnSO}_4$ .
- 6 Determine o número de átomos presentes nas quantidades de matéria abaixo:
    - a) 0,550 mol de ouro (Au).
    - b) 15,8 mol de cobre (Cu).
    - c) 0,27 mol de alumínio (Al).
    - d)  $2,88 \times 10^{18}$  mol de gás oxigênio ( $\text{O}_2$ ).
    - e)  $1,25 \times 10^{26}$  mol de ferro (Fe).
  - 7 Calcule o número de átomos de cada elemento químico existente nas seguintes quantidades de substâncias:


- a) 0,8 mol de sulfato de alumínio [ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ].
- b) 1,5 mol de fosfato de cálcio [ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ].
- c)  $1,02 \times 10^{25}$  moléculas de álcool etílico ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ).
- d)  $18 \times 10^{23}$  fórmulas mínimas de ferrocianeto de potássio [ $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ ].

- 8 Calcule o tempo necessário para nascer um mol de pessoas, considerando que a taxa de natalidade mundial atual está em torno de 3 pessoas por segundo. Compare o valor encontrado com a idade da Terra, que é estimada em 5 000 000 000 de anos.
- 9 O enxofre (S) é um elemento classificado como não-metálico. É essencialmente pela presença de seus átomos nos combustíveis que existe o fenômeno das chuvas ácidas. Quantos átomos de enxofre existem em 16 mol de enxofre?
- 10 A substância peróxido de hidrogênio ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), mais conhecida como água oxigenada, é instável e se decompõe formando água e oxigênio. Esse oxigênio liberado reage com a melanina (pigmento que dá cor aos cabelos), quebrando suas moléculas e alterando a cor dos fios. Uma pessoa que deseja descolorir os cabelos utilizou  $0,588 \times 10^{-1}$  mol de água oxigenada. Determine o número de moléculas que ela aplicou nos cabelos.
- 11 De acordo com os conceitos de mol e constante de Avogadro, julgue os itens abaixo, marcando **C** para os corretos e **E** para os errados.


- (1) Um mol de átomos de magnésio contém o mesmo número de átomos que um mol de átomos de sódio.
- (2) Um mol de água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) contém  $6,02 \times 10^{23}$  átomos.
- (3) O padrão de medida para a quantidade de matéria é o oxigênio-16, por ser mais estável e abundante que o carbono.
- (4) O número de moléculas de gás cloro contidas em 1,75 mol corresponde a  $10,5 \times 10^{24}$  moléculas.
- (5) Em  $3,08 \times 10^{-1}$  mol de água estão presentes aproximadamente  $1,85 \times 10^{23}$  moléculas.



cloreto de ferro III  
270,3 g



cloreto de sódio  
58,5 g



nitrito de cobalto  
291 g



## MASSA ATÔMICA, MOLECULAR E MOLAR



Qual a massa de um átomo de carbono-12?

Os recipientes que você vê na foto abaixo, com diferentes substâncias, têm algo em comum. Você sabe dizer o que é?

1 mol de diferentes sais. Para cada substância temos igual número de constituintes, mas diferentes massas.

sulfato de cobre  
249,7 g



iodeto  
de potássio  
166 g



permanganato  
de potássio  
158 g



Como você já sabe, o padrão utilizado para a determinação das massas dos átomos dos diferentes elementos químicos é o carbono-12. As substâncias mostradas aqui, embora em volume e massa diferentes, apresentam algo em comum: a quantidade de matéria é igual a um mol.

Utilizamos, em Química, três tipos de massa: atômica, molecular e molar.

A massa dos átomos é dada pela **massa atômica**. Como os elementos químicos possuem átomos com mais de um valor de massa, a grandeza massa atômica é obtida pela média ponderada das massas dos átomos dos elementos químicos encontrados na natureza. Seu símbolo é  $m_a$ , em que a letra **a** deve ser substituída pelo símbolo do elemento em questão. Esses valores, como Dalton já havia sugerido no início do século passado, são relativos. Sua definição é:

**Massa atômica ( $m_a$ )** é a massa média ponderada dos átomos de um determinado elemento químico encontrado na natureza.

Como os valores de massa atômica são pequenos demais, difíceis de trabalhar, os químicos resolveram definir uma unidade específica para a massa de átomos. Essa unidade de medida da grandeza massa foi estipulada como igual a um doze avos (1/12) da massa de um átomo de carbono-12 e recebeu o nome de **unidade de massa atômica**, cujo símbolo é **u**.

**1 unidade de massa atômica (u) = 1/12 da massa de um átomo de carbono-12.**



Qual o valor da massa de um átomo de carbono-12 em unidades de massa atômica?



O valor da massa, em gramas, de um átomo de qualquer elemento químico pode ser obtido pela divisão da massa molar (massa de um mol da substância) pela constante de Avogadro (veja a tabela abaixo).

### VALORES DE MASSA ATÔMICA DE ALGUNS ELEMENTOS QUÍMICOS

Elemento químico	Massa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos	Massa de um átomo
Carbono (C)	12,0 g	$1,99 \times 10^{-23}$ g
Hidrogênio (H)	1,0 g	$1,66 \times 10^{-24}$ g
Hélio (He)	4,0 g	$6,6 \times 10^{-24}$ g
Magnésio (Mg)	24,3 g	$4,03 \times 10^{-23}$ g
Mercúrio (Hg)	200,6 g	$3,32 \times 10^{-22}$ g



Qual a relação de igualdade (fator de conversão) entre a unidade grama (g) e a unidade de massa atômica (u)?

A partir da relação entre as duas unidades de medida da massa, é possível converter o valor da massa de qualquer átomo de gramas para unidade de massa atômica, ou vice-versa.

A maioria das substâncias é formada por grupos de átomos em proporções bem definidas, as quais chamamos **constituintes**. Cálculos envolvendo as substâncias são feitos considerando-se a massa de seus constituintes, que é denominada **massa molecular**. Esse termo também é utilizado para substâncias que possuem constituintes amoleculares, como, por exemplo, os sais. Portanto, massa molecular refere-se à massa da entidade da qual uma substância é feita, que pode ser de uma molécula ou de uma fórmula mínima.

A massa molecular e a massa atômica têm como símbolo  $m_a$  e são expressas em unidades de massa atômica — u. A letra **a** é substituída pelo símbolo do elemento químico ou pela fórmula da substância. A massa molecular corresponde ao somatório das massas atômicas dos átomos constituintes da substância. Sua definição é:

**Massa molecular ( $m_a$ )** é a massa do constituinte de uma substância, podendo representar a massa de uma molécula ou de uma fórmula mínima.


A massa atômica e a massa molecular são pouco utilizadas, porque não trabalhamos com átomos e moléculas e, sim, com quantidades maiores. Entretanto, elas são importantes por lidarem com a dimensão atômica e já começam a ter aplicação prática graças a um novo ramo da ciência, a nanotecnologia, relacionada à manipulação da matéria molecular, visando à criação de novos materiais, substâncias e produtos, com precisão de átomo a átomo.

Para lidar com quantidades macroscópicas, utilizamos a **massa molar**, que se refere à massa de um mol de entidades. Essas, poderão ser átomos (55,8 g/mol Fe), moléculas (18 g/mol H<sub>2</sub>O) ou grupoamento de íons (57,5 g/mol NaCl). Ela representa a massa da numerosidade igual ao número de átomos presentes em 12 g de carbono-12, ou seja, em um mol. Sua definição é:

**Massa molar (M)** é a massa de um mol da substância.

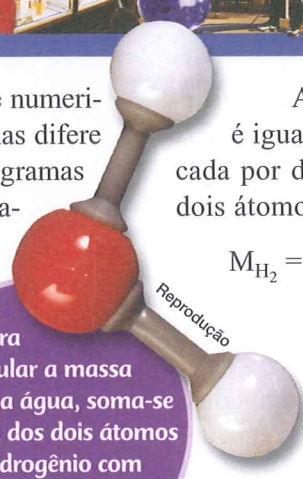
Atualmente, para determinar a massa molar de uma substância, os químicos utilizam equipamentos chamados espectrômetros de massas. Como equipamentos desse tipo não estão disponíveis em escolas do ensino médio, vamos fazer cálculos teóricos baseados no método utilizado por químicos para a elaboração das primeiras tabelas de massa molar. Os valores de massa das substâncias podem ser calculados a partir das quantidades que reagem com uma massa conhecida de carbono ou outra substância cuja massa molar já foi determinada.



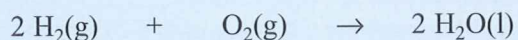


A massa molar de uma substância é numericamente igual à sua massa molecular, mas difere em unidade: a massa molar é dada em gramas por mol (g/mol) e a massa molecular é dada em unidade de massa atômica (u).

Analisando as reações químicas e tendo conhecimento da estrutura atômica da matéria, é possível encontrar a relação entre as quantidades de massa das substâncias envolvidas nas reações. Como exemplo, podemos citar a formação da água.



Para calcular a massa molar da água, soma-se a massa dos dois átomos de hidrogênio com a massa do átomo de oxigênio.



Se conhecermos os valores de massa molar de uma ou mais substâncias envolvidas numa reação, teremos condição de calcular a massa molar das demais.

A massa molar da substância hidrogênio é igual à massa molar do hidrogênio multiplicada por dois, visto que suas moléculas possuem dois átomos:

$$M_{\text{H}_2} = 2 \times 1 \text{ g/mol} \Rightarrow M_{\text{H}_2} = 2 \text{ g/mol}$$

Para a substância oxigênio, teremos o mesmo:

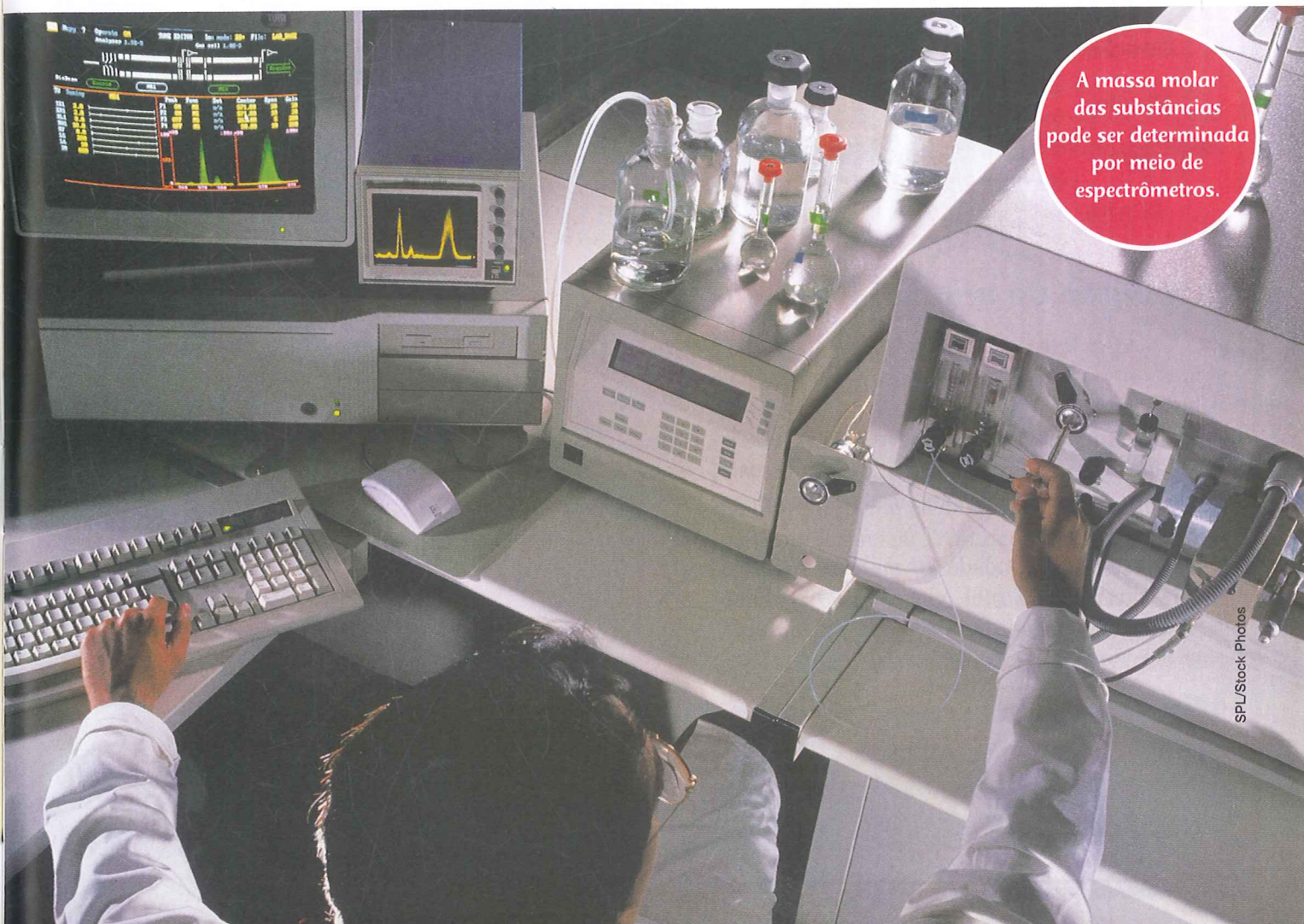
$$M_{\text{O}_2} = 2 \times 16 \text{ g/mol} \Rightarrow M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$$

A água é formada por moléculas que possuem dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio (H<sub>2</sub>O). Sua massa molar será:

$$\begin{aligned} M_{\text{H}_2\text{O}} &= 2 M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = \\ &= 2 \times 1 \text{ g/mol} + 16 \text{ g/mol} = 18 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Similarmente, a massa molecular da água será:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 m_{\text{H}} + m_{\text{O}} = 2 \times 1 \text{ u} + 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$$



A massa molar das substâncias pode ser determinada por meio de espectrômetros.



Na tabela a seguir, temos os dados que podem ser obtidos experimentalmente. Veja como se pode determinar, por meio de cálculos simples, a massa molar dos elementos químicos (1 mol de átomos desse elemento). Considerando que a massa molar do monóxido de carbono é 28,00 g e a massa molar do carbono é 12 g, obtemos a massa molar do oxigênio: 16 g. Veja a tabela abaixo.

No passado, alguns erros foram cometidos por não serem conhecidas as fórmulas exatas de muitas substâncias. Hoje, com a tecnologia existente, é possível estabelecer a massa molar das substâncias com grande precisão.

**PENSE**

Com base nos valores da tabela, calcule a massa molar dos seguintes elementos químicos: magnésio, hidrogênio, nitrogênio, ferro e alumínio.

#### DETERMINAÇÃO DA MASSA MOLAR DE ALGUNS ELEMENTOS QUÍMICOS

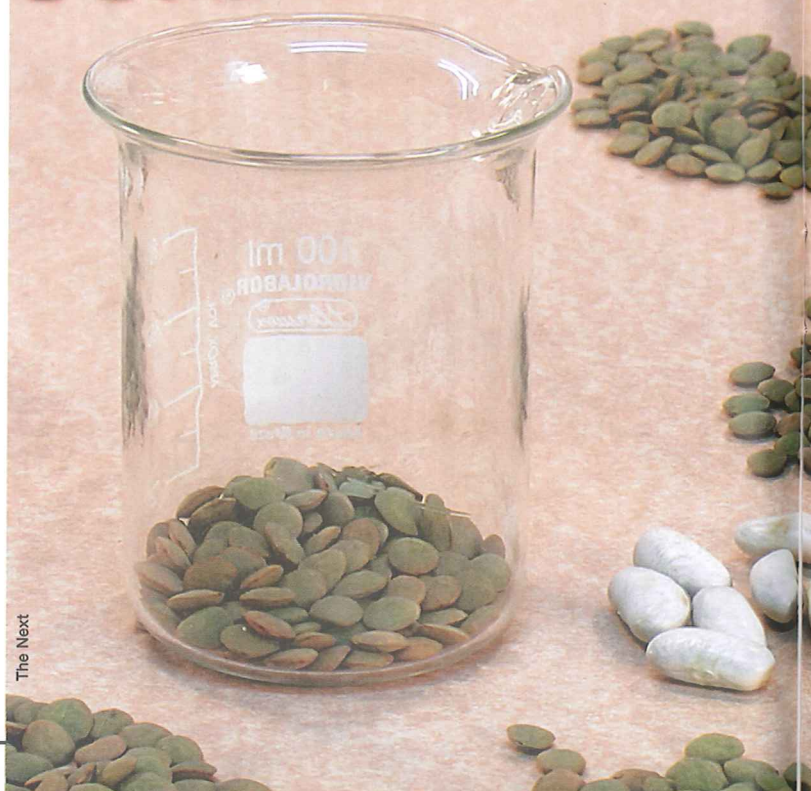
Substância simples	Substância formada			Massa do elemento de referência
	Nome	Fórmula	Massa molar	
Oxigênio	monóxido de carbono	CO	28,00 g	12 g de C
Magnésio	óxido de magnésio	MgO	40,30 g	16 g de O
Hidrogênio	água	H <sub>2</sub> O	18,02 g	16 g de O
Nitrogênio	dióxido de nitrogênio	NO <sub>2</sub>	46,50 g	32 g de O
Ferro	óxido de ferro	FeO	71,85 g	16 g de O
Alumínio	óxido de alumínio	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	101,96 g	48 g de O

### ■ Volume de um mol

Grãos diferentes de cereais ocupam volumes diferentes. Da mesma forma, quantidades de espécies químicas, sólidas ou líquidas, iguais em número, ocupam diferentes volumes. **Cuidado:** essa analogia entre átomos e cereais serve para sólidos e líquidos, mas não se aplica aos gases.

Quando a quantidade de matéria da substância equivale a 1 mol, chamamos o volume ocupado de **volume molar**, que é definido da seguinte forma:

**Volume molar ( $V_m$ )**  
é o volume ocupado por  
um mol de uma substância.



The Next



CONHECENDO UM POUCO MAIS

## VALOR DO VOLUME MOLAR

O valor de 22,71 L para volume molar é obtido considerando-se a pressão de cem mil pascals (100 000 Pa) e a temperatura igual a zero kelvin (0 K). Você encontrará livros que, no entanto, apresentam o volume molar como 22,4 L, por considerarem uma antiga definição de pressão padrão igual a 1 atm (101 325 Pa).

Responda rápido: Qual dos dois potes tem mais grãos, o de feijão branco ou o de lentilha?

Resposta: Os dois têm a mesma quantidade: exatamente 100 grãos cada um.

Gás Hélio

Gás Hidrogênio

Um mol de qualquer gás nas CNTP ocupa o volume de 22,71 L.

O volume molar de qualquer gás depende das condições em que ele se encontra. Assim, é muito importante, quando nos referirmos ao volume molar, especificarmos a temperatura e a pressão em questão.

Como o volume normalmente varia com a pressão e a temperatura, para que seja possível comparar dados de diferentes substâncias, é necessário estabelecer valores de referência para pressão e temperatura.

Foram definidas como referência a temperatura de 273,15 kelvins (0 °C) e a pressão de 100 000 pascals (1 atm), valores denominados **condições normais de temperatura e pressão — CNTP**.

### Condições normais de temperatura e pressão — CNTP

$T = 273,15 \text{ K}$  ou  $t = 0 \text{ °C}$

$P = 100\,000$

$\text{Pa} = 1 \text{ bar} = 0,9869 \text{ atm} = 750,06 \text{ mmHg}$

Os gases, diferentemente dos sólidos e dos líquidos, são muito afetados por variações de temperatura ou pressão. Amedeo Avogadro, que trabalhou com vários tipos de gases, percebeu isso: ele notou que iguais quantidades de matéria de diferentes gases ocupam volumes iguais. Posteriormente, determinou-se que 1 mol de qualquer gás, nas CNTP, ocupa um valor igual a 22,71 L.

O volume molar ( $V_m$ ) de qualquer gás nas CNTP é igual a 22,71 L.





## EXERCÍCIOS

Para responder às questões, caso necessário, consulte os dados de massa atômica na tabela periódica no final do livro.

- 1 Qual a diferença entre massa molecular e massa molar?
- 2 A anfetamina ou benzidrina ( $C_9H_{11}NH_2$ ) é uma droga que provoca dependência química. A partir da sua fórmula molecular, dê a sua massa molecular e sua massa molar.
- 3 Certos minerais têm resistência ao serem riscados por outro material. Essa propriedade é chamada dureza. O mineral de menor dureza tem o valor 1 e o de maior dureza tem o valor 10. Veja alguns minerais, sua dureza e sua fórmula molecular.

Dureza	Mineral	Fórmula
1	Talco	$Mg_3Si_4O_{10}(OH)_2$
2	Gipsita	$CaSO_4 \cdot 2 H_2O$
5	Apatita	$Ca_5(PO_4)_3(OH)$
9	Coríndon	$Al_2O_3$

- a) Consultando a tabela periódica, como você representaria a massa atômica de cada elemento, a massa molecular e a massa molar de cada substância encontrada na tabela acima?
  - b) Se riscarmos o talco com a gipsita, qual deixará o seu traço sobre o outro?
  - c) Qual o mineral não deixa o seu traço em nenhum dos outros minerais citados acima?
- 4 Se a escala de massa atômica tivesse sido definida diferentemente, em que 1 (um) átomo de  ${}^{12}_6C$  tivesse massa no valor de 100 u, isso teria algum efeito sobre a constante de Avogadro? Explique.
  - 5 Conservantes são substâncias que impedem ou retardam as alterações dos alimentos, provocadas por microrganismos ou enzimas. Como conservantes antimicrobianos são utilizadas as substâncias: nitrito de sódio ( $NaNO_2$ ), nitrito de potássio ( $KNO_2$ ), nitrato de sódio ( $NaNO_3$ ) ou nitrato de potássio ( $KNO_3$ ). Por lei, no Brasil, o limite máximo desses conservantes é de 0,20% em massa.
    - a) Com a tabela periódica em mãos, calcule as massas molares desses conservantes.
    - b) Quantos gramas de cada tipo de conservante podem ser adicionados a 1 quilograma de salsicha?
    - c) A que quantidade de matéria de cada sal corresponde essa massa?
  - 6 *Clostridium botulinum* é uma bactéria que provoca intoxicação alimentar, o botulismo. Ela produz uma toxina chamada botulina, muito utilizada com o nome de Botox em tratamentos estéticos para minimizar rugas e linhas de expressão da face. Para evitar intoxicação, não consuma conservas alimentícias vindas de lata estufada ou que tenham odor de ranço, característico da formação do ácido butílico ( $H_8C_4O_2$ ). Considerando essas informações e seus conhecimentos, responda.
    - a) Se a toxina botulina é tão grave para a nossa saúde, como se explica a sua utilização como tratamento estético?
    - b) Para o homem, a dose letal ( $DL_{50}$ ) da ingestão de botulina é de cerca de 1 mg. A que quantidade de matéria de ácido butílico corresponde essa dose?
  - 7 Consultando a tabela de valores de massa atômica, calcule a massa molecular das seguintes substâncias:
    - a) ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ );
    - b) hidróxido de cálcio [ $Ca(OH)_2$ ];
    - c) fosfato de cálcio [ $Ca_3(PO_4)_2$ ];
    - d) álcool etílico ( $C_2H_5OH$ );
    - e) ferrocianeto de potássio [ $K_4Fe(CN)_6$ ];
    - f) cloreto de bário diidratado ( $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ ).





## Tema em foco

### ANABOLIZANTES: BELEZA E FORÇA ENGANOSAS

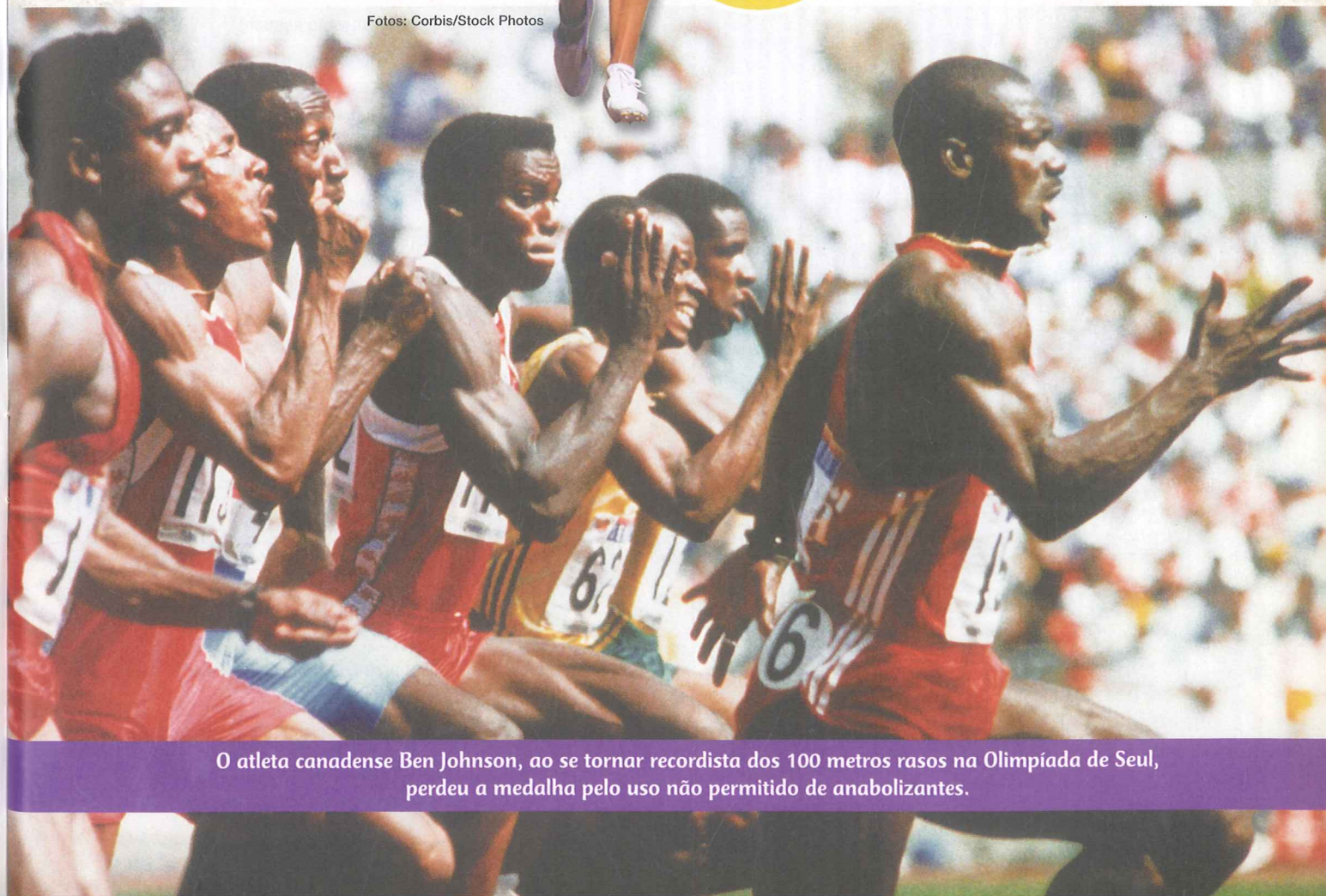
Na Olimpíada de Seul (Coréia do Sul), em 1988, a atleta norte-americana Florence Griffith Joyner bateu o recorde dos 100 metros rasos e encantou o mundo todo com sua beleza, uma singular mistura de feminilidade, expressa nos cabelos longos e unhas sempre pintadas, com um corpo andrógino e musculoso. Na prova masculina, o vencedor foi o canadense Ben Johnson, também com quebra de recorde. Contudo, o atleta teve a medalha em suas mãos por poucos dias. Após o exame *antidoping*, ficou provado que ele havia usado esteróides anabólicos androgênicos (EAA), que aumentam a massa muscular e a força física.



Florence Griffith Joyner (1959-1998): morte prematura e suspeita de doping.

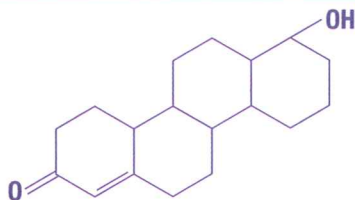
E quanto a Florence? Ela não perdeu a medalha, mas também nunca se livrou das suspeitas de que os seus músculos tivessem sido “fabricados” com drogas. Suspeitas que aumentaram em 1998, quando, com apenas 38 anos, ela morreu devido a problemas cardíacos. Afinal, entre os vários órgãos que essas drogas podem danificar seriamente, está o coração. Outro órgão bastante afetado é o fígado, que pode desenvolver nódulos cancerígenos. Para os homens, existe também o risco de atrofia dos testículos e, para as mulheres, o aparecimento de características masculinas, como voz grossa e excesso de pêlos no corpo.

Fotos: Corbis/Stock Photos



O atleta canadense Ben Johnson, ao se tornar recordista dos 100 metros rasos na Olimpíada de Seul, perdeu a medalha pelo uso não permitido de anabolizantes.





Fórmula estrutural da testosterona: a utilização de hormônios naturais ou sintéticos deve ser feita com cautela e somente sob orientação médica.

Os EAA, ou anabolizantes, são hormônios sintéticos derivados da testosterona. Eles possuem propriedades que favorecem o aumento da massa muscular e desenvolvem características masculinas. Na medicina, os EAA são geralmente empregados para tratar pacientes com algum distúrbio que provoque queda nos níveis de testosterona ou em tratamentos de obesidade, pois o hormônio masculino provoca um aumento do metabolismo do organismo e, com isso, aumenta a “queima” de gorduras. Os EAA também têm sido usados, com bons resultados, no tratamento de pacientes com Aids, pois o hormônio reforça o sistema imunológico.

Não são só os atletas que fazem uso de anabolizantes! Pessoas comuns também consomem substâncias e produtos que prometem “corpos esculpturais”. Tal atitude pode comprometer a saúde do usuário.



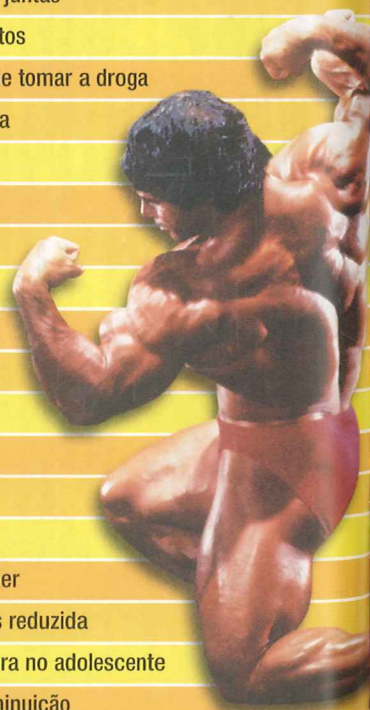
O exército alemão recorria aos anabolizantes para aumentar a agressividade das tropas (Segunda Guerra Mundial).

Reprodução



### EFEITOS INDESEJÁVEIS DOS ESTERÓIDES ANABOLIZANTES

- Crescimento de pêlos no corpo e barba (principalmente na mulher)
- Ginecomastia (desenvolvimento de mamas no homem)
- Alterações e/ou ausência do ciclo menstrual
- Dor de cabeça, tremores e dores nas juntas
- Problemas com tendões e ligamentos
- Quadro de depressão ao parar de tomar a droga
- Aumento da pressão sanguínea
- Impotência masculina
- Intolerância à glicose
- Aumento da próstata
- Dificuldade para urinar
- Variação do humor
- Perda de cabelo (calvície)
- Atrofia testicular temporária
- Icterícia e tumores no fígado
- Aumento do clitóris
- Voz grossa na mulher
- Diminuição dos seios na mulher
- Contagem de espermatozóides reduzida
- Maturação esquelética prematura no adolescente
- Aumento de colesterol LDL e diminuição de colesterol HDL (forma boa de colesterol)
- Puberdade acelerada, levando a um crescimento raquítico no adolescente





Substâncias desse tipo vêm sendo usadas há muitos anos, para melhorar o desempenho físico do usuário. Os africanos utilizavam plantas específicas para afastar a fadiga e o cansaço; os vikings noruegueses comiam uma espécie de fungo que os mantinha acordados e descansados para as suas batalhas. Muitos campeões olímpicos consumiam testículo de carneiro, principal fonte de testosterona. Durante a Segunda Guerra Mundial, soldados alemães fizeram uso dos EAA para aumentar a agressividade em combate. Nos anos 1950, atletas russos utilizaram EAA para aumentar o desempenho nas competições, mas foi somente nos anos 1970 que se observou o uso efetivo de esteróides

anabolizantes entre os atletas amadores. Em 1975, o uso dos EAA foi vetado pelo Comitê Olímpico Internacional e seus nomes foram incluídos na lista de dro-

Efeitos rápidos são esperados quando se faz uso de EAA. Porém, utilizados incorretamente e sem prescrição médica, levam ao consumo até 100 vezes maior que o necessário. O resultado, a longo prazo, pode ser fatal.

gas consideradas *doping*. Um estudo realizado em 1988 nos Estados Unidos permitiu estimar que existia mais de um milhão de consumidores de EAA, sendo que a média de idade para o início do uso era de 15 anos. Atualmente, o uso de anabolizantes por jovens brasileiros tem alcançado níveis alarmantes.

A prescrição e a venda indiscriminada dos EAA em academias e lugares não autorizados têm permitido a existência de produtos de baixa qualidade, que entram ilegalmente no Brasil, comprometendo ainda mais a saúde dos usuários.

Além das aplicações médicas citadas, os EAA são utilizados por médicos em outros tratamentos. Você acha que eles devem ser utilizados para fins estéticos?

**Daiane dos Santos, ginasta:**  
O atleta que preza sua saúde aprimora seu desempenho com disciplina e dedicação, sob a orientação de um profissional do esporte.

Leandro Pimentel/Prensa Três

## PENSE, DEBATA E ENTENDA

- 1 Debata sobre o uso dos esteróides, levando em conta os seus aspectos positivos e negativos.
- 2 O que pode ser feito, de forma saudável, para manter o corpo em forma?
- 3 Converse com seus colegas: para vocês, o que leva os jovens a usar anabolizantes?
- 4 Qual seria a sua reação se um colega de esporte lhe oferecesse anabolizantes? Qual seria sua atitude diante de seu colega?



## COMO PASSAR DE UMA GRANDEZA PARA OUTRA

Os químicos normalmente utilizam as grandezas massa, quantidade de matéria e volume para medir os materiais. Vejamos as principais relações que, em geral, são estabelecidas entre as grandezas que expressam quantidades.

### ■ Relação entre quantidade de matéria e massa

A conversão de quantidade de matéria ( $n$ ) para massa ( $m$ ) é feita pela massa molar ( $M$ ). Assim, por exemplo, a massa molar da água é 18 g/mol, o que significa:

$$18 \text{ g de H}_2\text{O} = 1 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Dessa igualdade podemos obter outras duas:

a) dividindo-se os dois termos por 1 mol de H<sub>2</sub>O; ou

b) dividindo-se os dois termos por 18 g de H<sub>2</sub>O. Assim, teremos os seguintes fatores de conversão:

$$\text{a) } \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1 \quad \text{b) } \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 1$$

O primeiro fator de conversão transforma quantidade de matéria em massa. O segundo transforma massa em quantidade de matéria. Para isso, basta multiplicar a grandeza que se quer converter pelo respectivo fator de conversão. Veja os exemplos a seguir:

- 1 Qual a massa de 1,5 mol de água?

$$m_{(\text{H}_2\text{O})} = 1,5 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 27 \text{ g H}_2\text{O}$$

- 2 Qual a quantidade de matéria ( $n$ ) existente em 63 g de água?

$$n_{(\text{H}_2\text{O})} = 63 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 3,5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

### ■ Relação entre quantidade de matéria e volume de gases

Da mesma forma que usamos a massa molar ( $M$ ) como fator de conversão, o volume molar ( $V_m$ ) também é empregado como fator para transformar volume de um gás em quantidade de matéria ou vice-versa, conforme demonstrado abaixo:

$$1 \text{ mol (g)} = 22,71 \text{ L (CNTP)}$$

$$\text{a) } \frac{22,71 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 1 \quad \text{b) } \frac{1 \text{ mol}}{22,71 \text{ L}} = 1$$

- 3 Qual o volume ocupado por 5 mol de gás hidrogênio nas CNTP?

$$V_{(\text{H}_2)} = 5 \text{ mol H}_2 \times \frac{22,71 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 113,55 \text{ L H}_2$$

- 4 Que quantidade de matéria de oxigênio ocupa o volume de 68,13 L nas CNTP?

$$V_{(\text{O}_2)} = 68,13 \text{ L O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,71 \text{ L O}_2} = 3 \text{ mol O}_2$$



Reprodução

Conhecendo o volume do balão, pode-se calcular a quantidade de matéria e a massa do gás que ele contém.





## EXERCÍCIOS

Para responder às questões, caso necessário, consulte os dados de massa atômica na tabela periódica no final do livro.

- 1 A anfetamina é um remédio utilizado por pacientes que sofrem de depressão. A dose diária indicada é de 10 mg de benzidrina ( $C_9H_{13}N$ ). Utilizando os dados da tabela periódica, calcule:
  - a) a massa molar da benzidrina.
  - b) a quantidade de matéria de benzidrina que se encontra nos 10 mg.
- 2 O óxido de zinco ( $ZnO$ ) é muito útil em preparados cosméticos, pois possui propriedades antimicrobianas e cicatrizantes, além de servir como bloqueador solar. Se prepararmos um bloqueador caseiro e acrescentarmos 10 g de óxido de zinco pulverizado, qual seria a quantidade dessa matéria encontrada nesse bloqueador solar?
- 3 Para você temperar uma carne, é necessário utilizar condimentos que a conservem. O alho é importante porque contém uma substância, denominada alicina ( $C_6H_{10}OS_2$ ), que atua como conservante, inibindo a ação das enzimas que aceleram a decomposição da carne. O cravo-da-índia, por exemplo, contém uma substância conservante, denominada eugenol [ $C_3H_5C_6H_3(OH)OCH_3$ ], que possui ação antioxidante, prevenindo o ranço (produto da reação entre o oxigênio e a gordura da carne) e evitando o aparecimento de bolor. Com os seus conhecimentos, julgue os itens, marcando **C** para os corretos e **E** para os errados.
  - (1) Os conservantes e antioxidantes naturais são menos propensos a causar doenças como o câncer no ser humano.
  - (2) As massas molares da alicina e do eugenol são 164 e 162 g/mol respectivamente.
  - (3) Em 1 mol de alicina existe uma menor quantidade de átomos que em 1 mol de eugenol.
  - (4) Normalmente reações provocadas pela ação do ar, da luz, do contato com metais etc. deixam o alimento com cheiro ruim característico e impróprio para o consumo. O antioxidante serve para retardar essa reação.
- 4 As vitaminas são encontradas nos alimentos e exercem atividades fundamentais no controle das reações bioquímicas em nosso organismo. A vitamina A ( $C_{20}H_{29}OH$ ) fortalece as defesas naturais do organismo contra infecções e conserva a visão. Julgue os itens a seguir, marcando **C** para os corretos e **E** para os errados.
  - (1) A massa molar da vitamina A é 300 g/mol.
  - (2) Comer ou tomar doses maciças de vitamina A durante longos períodos faz bem ao organismo.
  - (3) Em 60 mg de vitamina A temos aproximadamente  $2,0 \times 10^{-4}$  mol.
  - (4) Para essa mesma quantidade de massa temos  $1,26 \times 10^{20}$  moléculas de vitamina A.
- 5 Algumas pessoas usam produtos que dão à pele uma tonalidade bronzeada, sem precisar tomar sol. Neles há uma substância chamada DHA — dihidroxiacetona ( $C_3H_6O_3$ ). O bronzeamento é uma combinação química entre o DHA e a ceratina (proteína encontrada na pele). A seguir responda:
  - a) Quais as vantagens de se utilizar esse produto?
  - b) Qual seria o número de moléculas de DHA encontradas em um recipiente de aproximadamente 120 g desse produto?
- 6 A cafeína é um excitante do sistema nervoso, portanto beber café é desaconselhável a pessoas nervosas e excitáveis. O Comitê Olímpico Internacional (COI) proíbe altas doses de cafeína. Atletas olímpicos com mais de 12 mg de cafeína por mL de urina podem ser desqualificados da competição. Agora responda às questões a seguir, sabendo que a fórmula molecular da cafeína é  $C_8H_{10}O_2N_4 \cdot H_2O$ .
  - a) Calcule a massa molar da cafeína.
  - b) Qual seria a quantidade de matéria de cafeína encontrada em 12 mg de cafeína?
  - c) Em quais produtos podemos encontrar a cafeína?
  - d) Pesquise sobre pontos positivos e negativos da cafeína na alimentação diária do ser humano.
- 7 O boro (B) é encontrado em alimentos como frutas, verduras e legumes em quantidades muito pequenas. É ótimo para a prevenção contra a osteoporose. São recomendados 3 mg diariamente. Mas deve-se tomar cuidado ao ingerir cápsulas de 3 mg de borato de sódio ( $Na_3BO_3$ ), pois elas podem aumentar a produção de estrogênio e testosterona (hormônios sexuais feminino e masculino).
  - a) Em que situações é aconselhada a ingestão de cápsulas de borato de sódio?
  - b) Qual seria a quantidade de matéria de boro em 3 mg?





## CAPÍTULO 2

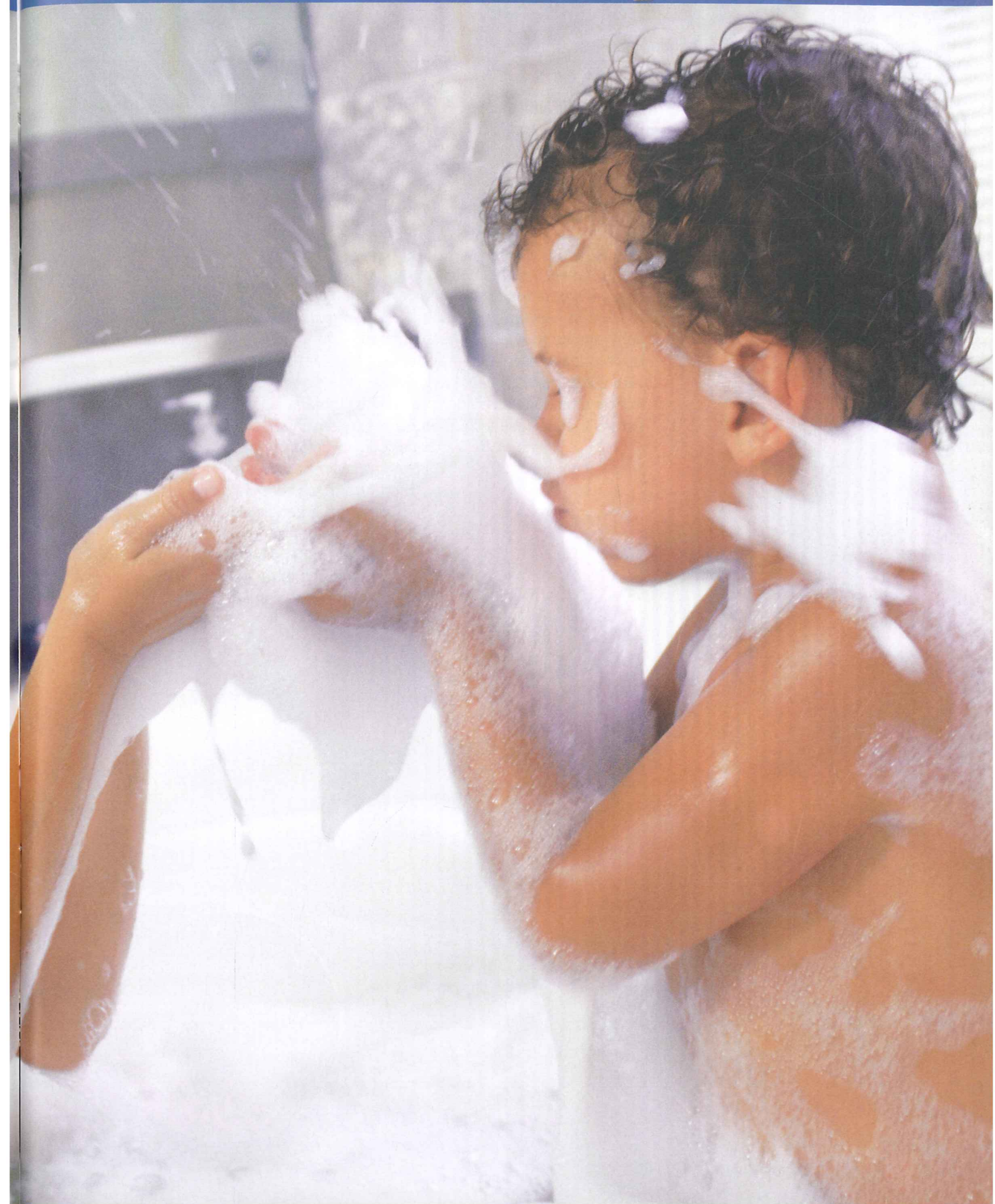


# CÁLCULOS QUÍMICOS

**QUANTO MAIS  
SABONETE USA,  
MAIS LIMPO VOCÊ FICA?**

**COMO A QUÍMICA  
PODE AJUDAR  
A EVITAR O  
DESPERDÍCIO?**










# Tema em foco


## LIMPEZA NA MEDIDA CERTA

No Império Romano, o hábito do banho era mais do que uma necessidade de higiene: era um compromisso social. Nas termas, construídas com refinados conhecimentos de engenharia, encontravam-se os amigos, fechavam-se negócios, discutia-se política. Na Idade Média, a religião cristã tratou de acabar com os banhos públicos, considerados propícios à devassidão dos costumes. As banheiras, então, passaram a ficar ocultas dentro dos lares e eram usadas com alguma frequência, desmentindo a idéia de que na Europa, durante a Idade Média, não se tomava banho. Algumas pesquisas levam a crer que no século XVI, sim, a situação mudou. Depois de enfrentar uma série de epidemias ao longo dos anos, os europeus passaram a achar que a água era a responsável por elas. Acredite se quiser: os próprios médicos consideravam que a água morna do banho abria os poros da pele, facilitando a entrada de todo tipo de doenças. A limpeza, então, era feita a seco: passava-se apenas um pano para desengordurar a pele e deixá-la “em seu tom natural”.



Existe uma diversidade de produtos de higiene e limpeza a nossa disposição, mas seu uso em excesso agrava os problemas ambientais, pois os resíduos em grande parte são lançados em águas de rios e mares.





Enquanto os europeus não tinham no passado o costume de tomar banhos diários, os índios nos ensinaram esse salutar hábito de higiene.

Hoje, no mundo todo, são conhecidos os benefícios da higiene para a saúde e o bem-estar. E é claro que a indústria não iria deixar de perceber o enorme filão de mercado que representam os produtos de higiene pessoal e de limpeza do ambiente: xampus, sabonetes, sabões, desinfetantes etc. Ótimo, você pode dizer: "Limpeza é bom e a gente gosta". Mas não é bem assim. O consumo exagerado de produtos de limpeza e higiene pode gerar mais recipientes descartáveis para o lixo, além de aumentar a contaminação de rios, lagos e mares, caso não exista tratamento adequado da água.

**Museu dos Banhos Romanos, na cidade de Bath ("banho" em inglês). Localizada na Inglaterra, a cidade foi colonizada pelos romanos a partir de 43 a.C. e recebeu inicialmente o nome de Aquae Sulis.**

Assim como deve-se evitar o desperdício dos produtos de higiene doméstica, também é muito importante controlar o uso de produtos de higiene pessoal.

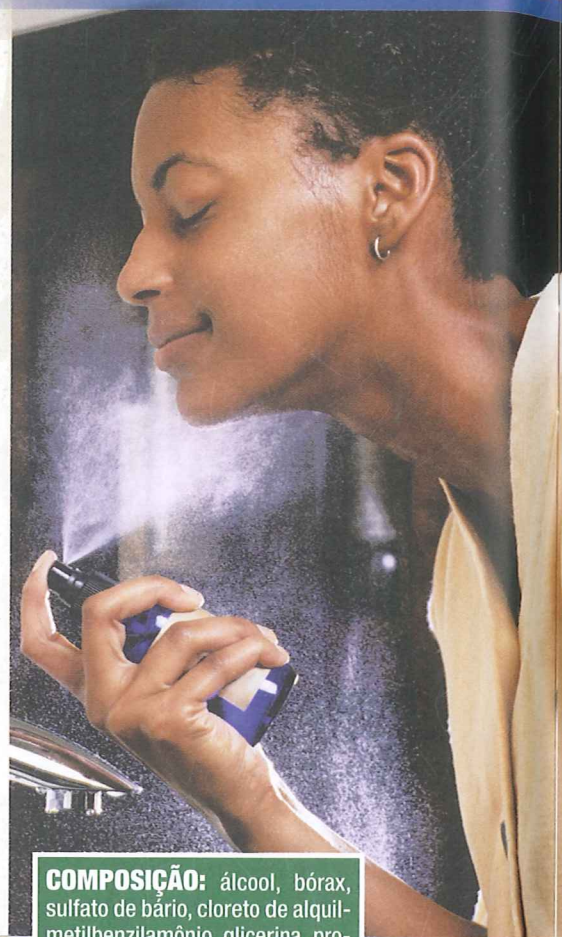




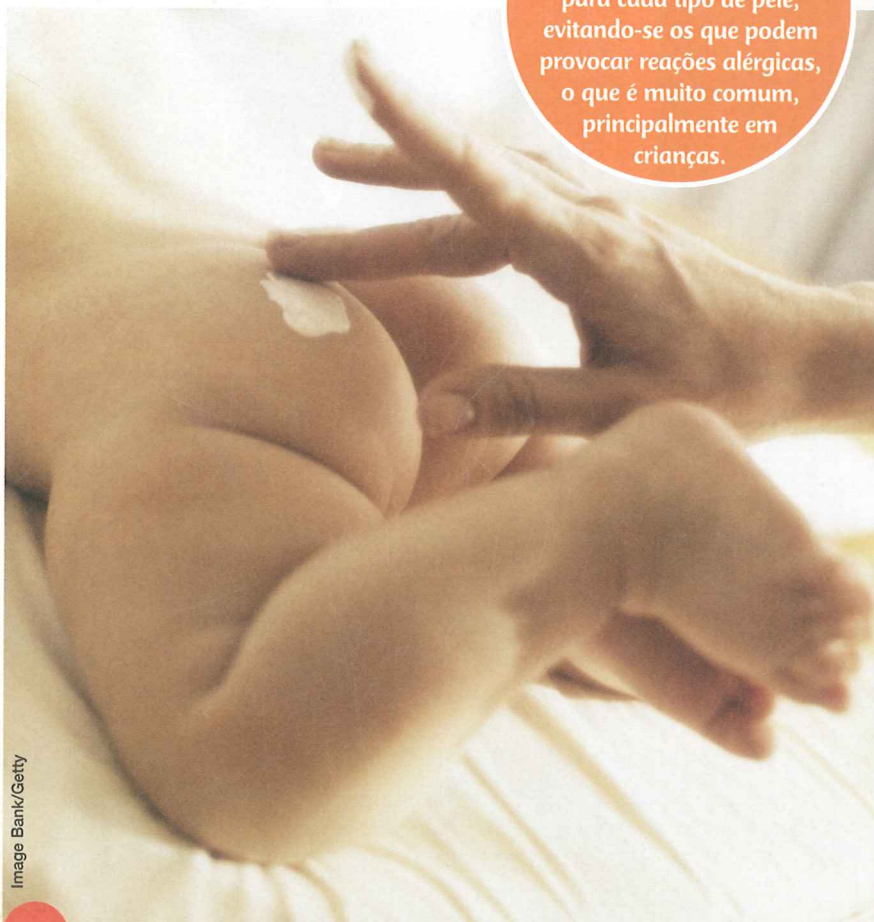
O ácido bórico, substância encontrada em loções e desodorantes, é um eficiente anti-séptico: impede a proliferação de bactérias e fungos responsáveis pelo mau cheiro. Contudo, deve ser utilizado com cuidado, pois em altas concentrações pode provocar irritação na pele, depressão do sistema nervoso central e lesões renais e hepáticas. Tanto que a Agência Nacional de Vigilância Sanitária — Anvisa — proibiu o uso do ácido bórico na composição de pomadas contra assaduras usadas em bebês. Em águas-de-colônia a concentração máxima permitida é de 3%. Se o químico responsável pela formulação colocasse 10% de ácido bórico, não estaria apenas desperdiçando esse ingrediente, como colocaria em risco a saúde do consumidor.

Neste capítulo, você vai aprender como os químicos efetuam cálculos precisos para obter a fórmula ideal dos produtos e verá como podemos usá-los sem desperdício. Essas formulações são, muitas vezes, resultado de anos de pesquisas. E se eles estudaram tanto o assunto, vale a pena ouvir suas recomendações, não é mesmo?

*Devem-se usar produtos de higiene e beleza que tenham a composição adequada para cada tipo de pele, evitando-se os que podem provocar reações alérgicas, o que é muito comum, principalmente em crianças.*



**COMPOSIÇÃO:** álcool, bórax, sulfato de bário, cloreto de alquilmetilbenzilamônio, glicerina, propilenoglicol, ácido bórico, fragrância e água desmineralizada.





## PENSE, DEBATA E ENTENDA

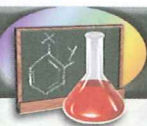
- 1 No dia 10 de setembro de 2001, o jornal *Gazeta Mercantil* publicou a seguinte manchete: “Racionamento de energia elétrica diminui o consumo de sabonete e aumenta o de sabão em barra”. Você sabe dizer por que ocorreu essa mudança no padrão de consumo?
- 2 O texto fez referências ao “consumo exagerado” existente na sociedade moderna e tecnológica. O que contribui para esse consumo compulsivo?
- 3 Recentemente foi notícia em vários meios de comunicação o “jeitinho” que as indústrias estavam dando para aumentar os preços dos produtos sem que os consumidores percebessem. As embalagens passaram a conter quantidades menores dos produtos, mas os preços foram mantidos. O sabonete, por exemplo, que anteriormente pesava 90 g passou a ser comercializado com 70 g pelo mesmo preço. Calcule quanto um empresário ganhará a mais se vender 1 tonelada de sabonetes de 70 g pelo preço do sabonete de 90 g (considere que a unidade custe R\$ 1,00).
- 4 Como podemos ter certeza de que as mercadorias que estamos comprando têm o peso indicado?
- 5 O desperdício é um fator que deve ser considerado na economia de empresas, residências, indústrias etc. e, principalmente, na preservação ambiental. Observando o dia-a-dia de sua casa e de sua escola, cite alguns exemplos de desperdícios que poderiam ser evitados.

## AS LEIS DAS REAÇÕES QUÍMICAS

Reações químicas que ocorrem em fenômenos simples como a dissolução de um comprimido efervescente estão sujeitas às mesmas leis que regem reações mais complexas.

Os cálculos químicos são baseados nas leis das reações químicas. Analisando essas leis e outras evidências, podemos concluir que as substâncias são constituídas por átomos que se conservam durante a reação — e é esse princípio que norteia a execução dos cálculos. Vamos, então, estudar a primeira dessas leis fundamentais para a prática química.





## Química na escola

### O QUE ACONTECE COM A MASSA DURANTE UMA REAÇÃO QUÍMICA?

Este experimento lhe fornecerá evidências que foram utilizadas para a formulação das leis químicas. Ele poderá ser demonstrado pelo professor ou realizado por grupos de alunos.

#### Material

- uma folha de papel
- palha ou lã de aço
- grãos de arroz (ou pedaços de giz)
- palitos de fósforo
- uma balança (como a da figura ao lado)



#### Procedimento

##### Parte A

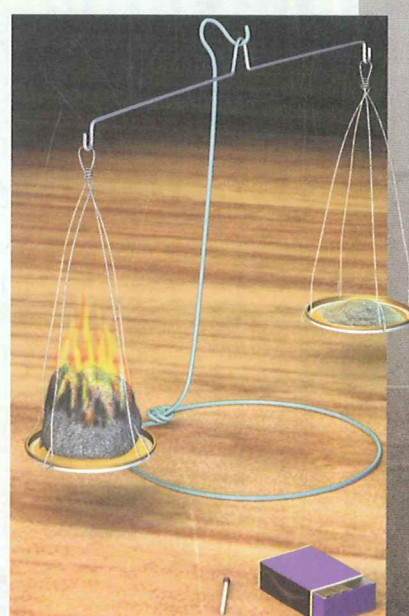
- 1 Construa uma balança, como a da figura acima.
- 2 Coloque uma folha de papel embolada sobre um dos pratos da balança.
- 3 Equilibre os pratos da balança utilizando grãos de arroz ou pedaços de giz.
- 4 Ponha fogo no papel.
- 5 Observe a combustão e anote o que aconteceu com o papel e com a sua massa.

##### Parte B

- 1 Coloque um pedaço de palha de aço sobre um dos pratos da balança.
- 2 Equilibre os pratos da balança utilizando grãos de arroz ou pedaços de giz.
- 3 Ponha fogo na palha de aço.
- 4 Observe a combustão e anote o que aconteceu com a palha de aço e com a sua massa.



Combustão do papel.



Combustão da palha de aço.

#### Análise de dados

- 1 Explique o que aconteceu com a massa do papel após a combustão.
- 2 Explique o que aconteceu com a massa da palha de aço após a combustão.
- 3 O que deve ter contribuído para a variação das massas do papel e da palha de aço?
- 4 Imaginando que as duas reações sejam realizadas em recipientes fechados, explique o que aconteceria com as massas dos sistemas.



## ■ Lei da Conservação das Massas

Uma análise superficial dos resultados do experimento anterior pode nos levar a uma interpretação equivocada sobre a variação de massa nas reações de combustão. No entanto, se aquelas reações fossem conduzidas em recipientes fechados, os resultados demonstrariam que não há variação de massa durante a combustão. Essa constatação foi obtida em medições precisas, desenvolvidas em diversos tipos de reações químicas.



Se não há variação de massa nas reações químicas, por que houve um aumento da massa da palha de aço?

O químico francês Antoine Lavoisier (1743-1794), com a colaboração de sua esposa Marie Anne, realizou muitas experiências que levaram à seguinte conclusão: a massa antes e depois de qualquer reação é sempre a mesma. Por ter verificado que esse fato se repetia invariavelmente na natureza, concluiu então que se tratava de uma lei.

Veja o que Lavoisier escreveu a respeito:

“Podemos estabelecer, como um **axioma** incontestável, que em todas as operações da arte e da natureza nada é criado; existe uma quantidade igual de matéria antes e depois do experimento; a qualidade e a quantidade dos átomos permanecem precisamente as mesmas e nada acontece além de mudanças e modificações nas combinações desses átomos.”

Esse enunciado, que se aplica a todas as reações químicas, ficou conhecido como **Lei da Conservação das Massas** ou **Lei de Lavoisier**, que pode ser resumida pela frase:

Na natureza  
nada se cria,  
nada se perde;  
tudo se  
transforma.

Reprodução

O químico Antoine Lavoisier e Marie Anne, sua esposa e colaboradora. Sr. e Sra. Lavoisier, obra de Jacques-Louis David, 1788, acervo do Metropolitan Museum de Nova York (EUA).





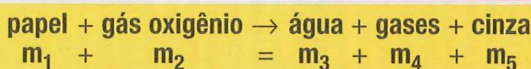
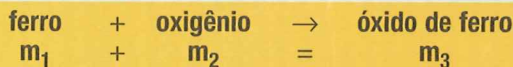
Muita gente pensa que nas reações de combustão há desaparecimento da matéria, mas, como em toda reação química, na combustão a massa dos produtos (gases, vapor de água e cinza) é igual à massa dos reagentes (o combustível e o comburente – gás oxigênio).

Na época em que a Lei de Lavoisier foi registrada, muitos químicos chegaram a duvidar de sua validade, pois haviam observado que na queima de algumas substâncias havia aumento da massa, enquanto na queima de outras havia diminuição. O grande mérito

de Lavoisier foi ter descoberto que essas diferenças de massa se davam por causa da absorção ou liberação de gases durante as reações.

Na combustão do papel, por exemplo, a massa do sólido diminui porque no processo são formados gases que passam para a atmosfera. Já na queima da palha de aço ocorre o inverso: há consumo do oxigênio do ar, o que produz uma substância composta de ferro e oxigênio. A massa da substância formada é, então, maior do que a massa da palha de aço. O mesmo acontece na formação da ferrugem — os átomos de ferro combinam-se com os de oxigênio.

Para compreender melhor essa lei, podemos esquematizar os dados dessas reações:



Observe que, segundo os dados acima, em ambas as reações, a soma da massa das substâncias reagentes é igual à massa das substâncias dos produtos.

Os esquemas acima resumem matematicamente o resultado da **Lei da Conservação das Massas** ou **Lei de Lavoisier**, pela qual foi possível definir as regras necessárias para a realização de cálculos em análises quantitativas.

Essa lei abriu caminho para outros estudos sobre a relação entre as massas das substâncias durante as transformações químicas. Os resultados desses trabalhos experimentais, ao final do século XVIII e início do XIX, permitiram que vários químicos pudessem enunciar outras leis relativas à transformação da matéria: as denominadas leis ponderais das combinações químicas. A seguir, vamos estudar uma delas.

Photodisc

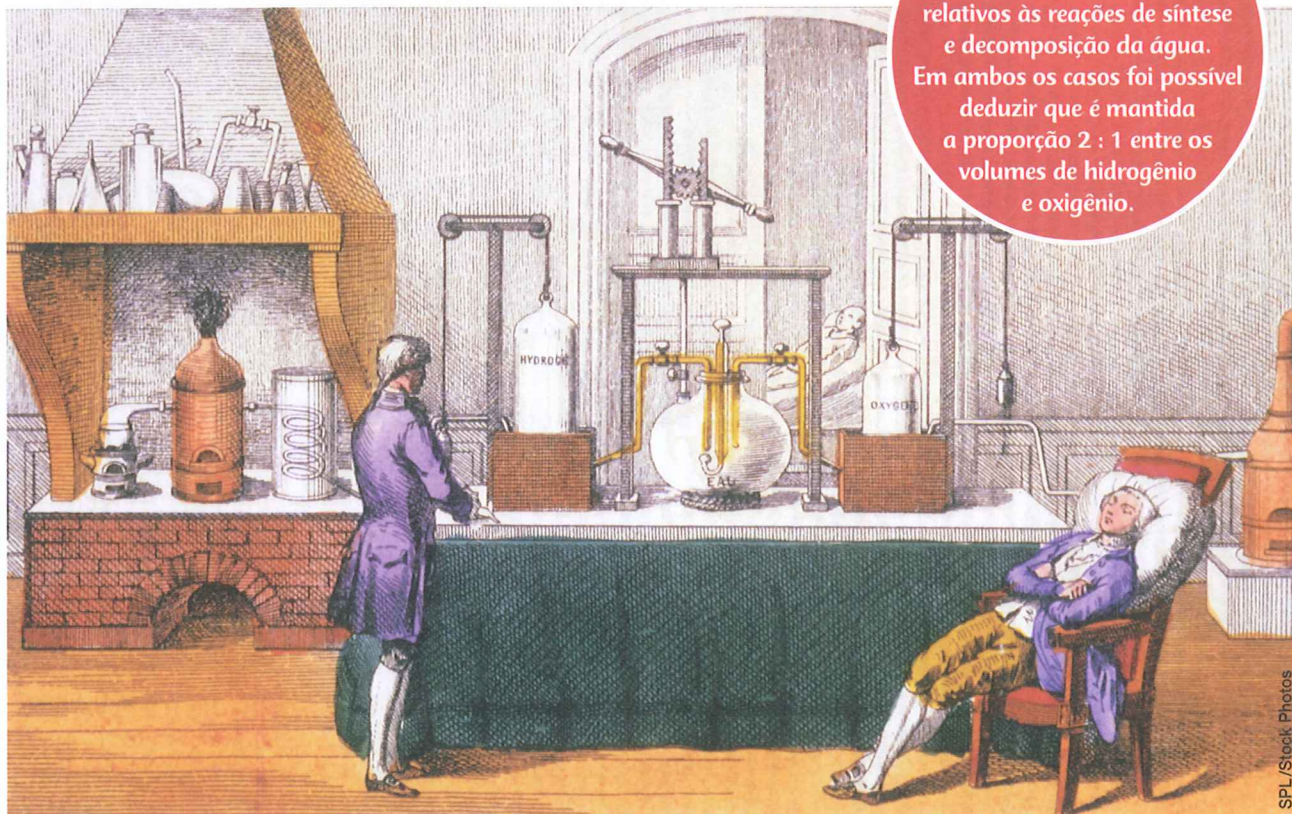
Fotos: The Next



Medindo a massa da palha de aço antes e depois de sua queima, observa-se o aumento da massa do material sólido; mas, somando-se a massa do gás oxigênio que reage com o ferro, constata-se o previsto pela Lei de Lavoisier.



## Lei das Proporções de Massa



Desenho de 1860 representando os experimentos de Lavoisier relativos às reações de síntese e decomposição da água. Em ambos os casos foi possível deduzir que é mantida a proporção 2 : 1 entre os volumes de hidrogênio e oxigênio.



## ATIVIDADE

Consideremos os dados obtidos na reação de síntese da água. Na tabela 1, são apresentados os resultados de quatro experimentos, cada um deles com diferentes massas de reagentes.

**TABELA 1 - VALORES DE MASSA EM REAÇÕES DE FORMAÇÃO DA ÁGUA**

Experimento	Massa de hidrogênio	Massa de oxigênio	Massa de água
1	2 g	16 g	18 g
2	10 g	80 g	90 g
3	16 g	128 g	144 g
4	11,1 g	88,9 g	100 g

- 1 Reproduza a tabela 2 abaixo em seu caderno e faça os cálculos para preenchê-la.
- 2 Analise os dados obtidos, procurando identificar alguma regularidade.

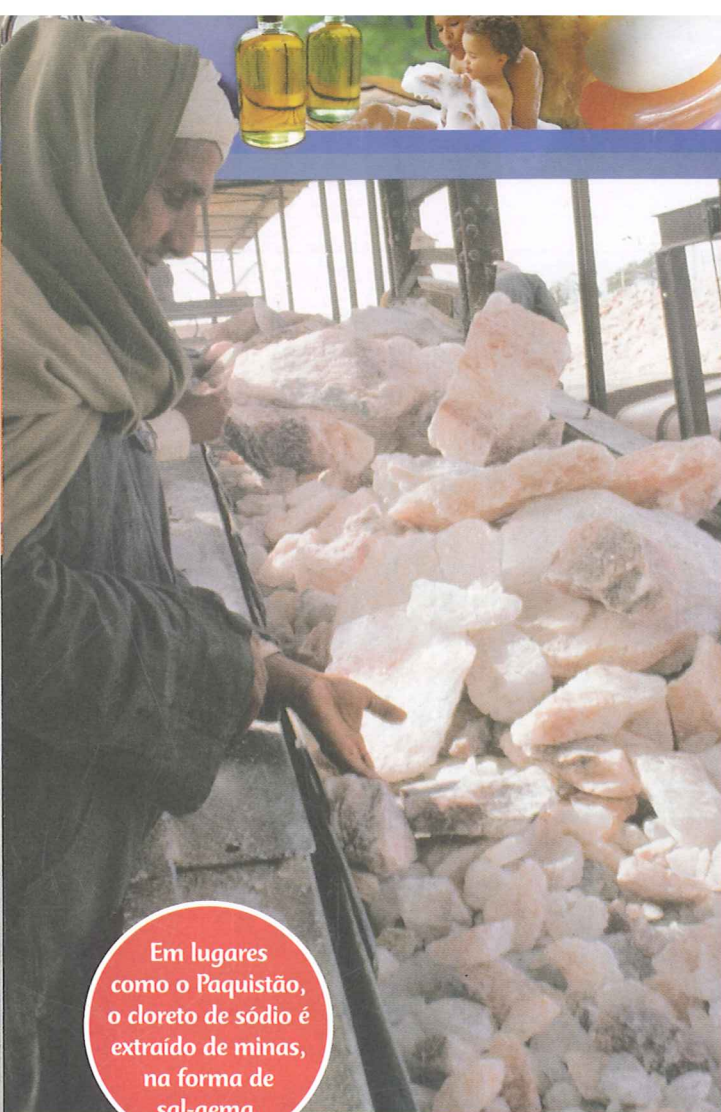
**TABELA 2 - RAZÕES ENTRE AS MASSAS EM REAÇÕES DE SÍNTESE DA ÁGUA**

Experimento	Massa de hidrogênio	Massa de oxigênio	Massa de água
	Massa de oxigênio	Massa de hidrogênio	Massa de hidrogênio
1	$2\text{g}/16\text{g} = 0,125$	$16\text{g}/2\text{g} = 8$	$18\text{g}/2\text{g} = 9$
2			
3			
4			

A análise dos dados da tabela 2 mostra que existe uma regularidade na proporção entre as massas dos reagentes e entre as massas dos reagentes e a do produto formado. Isto é, na síntese da água, a massa do oxigênio consumida na reação é sempre oito vezes maior que a massa do hidrogênio, en-

quanto a massa de água obtida é nove vezes a massa de hidrogênio consumido. A análise dos dados da tabela 1 revela que, quando se aumenta a massa de um reagente, é necessário aumentar a massa do outro na mesma proporção e, conseqüentemente, eleva-se também a massa do produto.





Corbis/Stock Photos

Em lugares como o Paquistão, o cloreto de sódio é extraído de minas, na forma de sal-gema.

Como acontece o mesmo com todas as outras reações, outra lei ponderal foi proposta: as substâncias reagem sempre em uma mesma proporção. Se isso ocorre, significa que a composição química de uma substância deve ser estabelecida em uma relação fixa de massa entre os átomos dos elementos que a compõem.

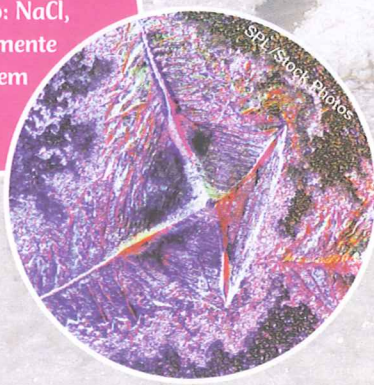
Uma substância pode ser proveniente de diferentes fontes naturais ou ser obtida por diversos processos. Como exemplo, podemos citar o cloreto de sódio. Ele pode ser extraído da água do mar ou de jazidas da crosta terrestre. Pode também ser obtido em laboratório por meio de reações químicas. No entanto, seja qual for o método de obtenção, o cloreto de sódio, depois de purificado, terá sempre a mesma composição quantitativa, ou seja, sua composição química é fixa.

E foi a essa conclusão que chegou o químico e farmacêutico francês Joseph Louis Proust (1754-1826) quando mostrou que a composição do carbonato de cobre, independentemente da procedência ou do processo de preparação, era sempre a mesma. Por isso, em 1797, ele enunciou a **Lei das Proporções Definidas**, que ficou conhecida como **Lei de Proust** e pode ser enunciada da seguinte forma:

As substâncias reagem sempre na mesma proporção para formarem outra substância.



Os cristais de cloreto de sódio terão sempre a mesma composição:  $\text{NaCl}$ , independentemente de como forem obtidos.



Para extrair sal da água do mar é necessário haver bastante vento e radiação solar. Macau (RN) é um local com essas condições.





## BALANCEAMENTO DE EQUAÇÃO QUÍMICA

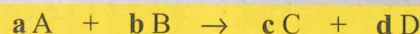
Para os químicos, o cálculo das quantidades necessárias de cada reagente para formar um determinado produto tem importância vital. Esse cálculo é chamado de **estequiométrico**, do grego *stoikheíon*, elemento, e *métron*, medida.

Para que possamos fazer corretamente os cálculos estequiométricos de uma reação química é necessário, em primeiro lugar, que a equação que a representa esteja com os coeficientes devidamente acertados. À determinação dos coeficientes de uma equação química damos o nome de **balanceamento de equação**.

Como já vimos, as reações ocorrem sempre em proporções fixas, que podem ser determinadas experimentalmente em laboratório. Todavia, utilizando o modelo atômico de Dalton, podemos determinar as proporções das substâncias nas reações químicas, sem precisarmos realizá-las experimentalmente.

Embora existam modelos mais avançados para explicar a constituição da matéria, o modelo atômico de Dalton é suficiente para expor e prever a estequiometria das reações químicas. Segundo esse modelo, nas reações ocorrem rearranjos dos átomos que formam as substâncias. Por isso, os átomos dos reagentes são os mesmos dos produtos, ou seja, a quantidade de átomos de cada elemento químico presente nos reagentes será igual à quantidade de átomos desse elemento nos produtos.

Se considerarmos uma reação química genérica entre as substâncias A e B, formando as substâncias C e D, podemos representá-la pela seguinte equação:



Nessa equação, as letras minúsculas representam os coeficientes de proporcionalidade de cada substância na referida reação química.

Vale lembrar que em uma equação química os sinais e a seta têm um significado diferente dos sinais representados pela Matemática. O sinal + representa que as substâncias foram colocadas em contato, e a seta  $\rightarrow$  indica que há uma transformação, produzindo outras substâncias (produtos).

Ao se efetuar uma reação química, os átomos dos reagentes constituirão os produtos. Por isso, no balanceamento de equações, o número de átomos dos reagentes deve ser igual ao número de átomos dos produtos.





## ATIVIDADE

### COMO SE COMPORTAM OS ÁTOMOS NUMA REAÇÃO QUÍMICA?

Não podemos manipular átomos em nossa sala de aula, mas podemos compará-los a pequenas esferas, como propunha o modelo atômico de Dalton. Então, por analogia, iremos desenvolver duas etapas para percebermos melhor o significado dos coeficientes de uma equação. O único material necessário serão cliques coloridos (ou massa de modelar de cores variadas).

#### Parte A

#### Quais os coeficientes da equação química de formação da água?

Como seria a reação entre as substâncias hidrogênio ( $H_2$ ) e oxigênio ( $O_2$ ) para formar a substância água ( $H_2O$ )? No modelo que adotaremos, os átomos de hidrogênio serão representados pela cor branca e os de oxigênio pela cor vermelha.

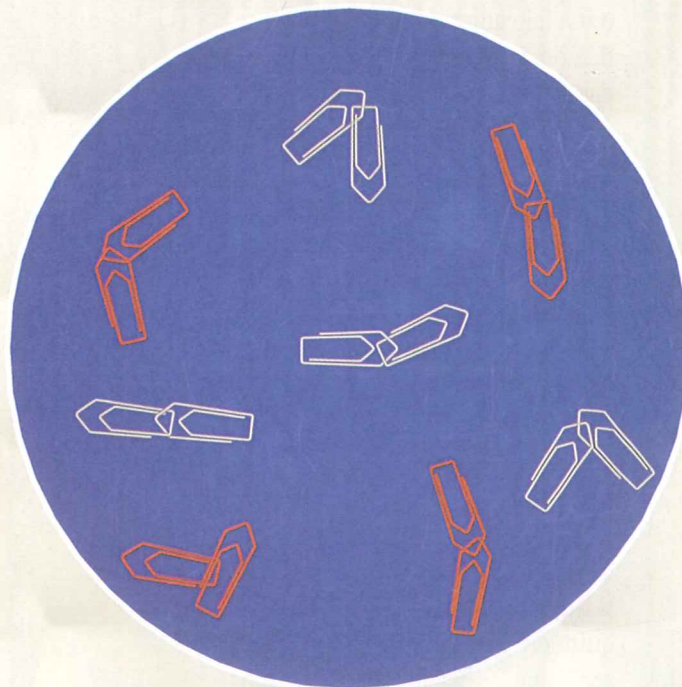
- 1 Utilizando cliques coloridos (ou massa de modelar), represente quatro moléculas de gás hidrogênio e quatro moléculas de gás oxigênio e dispoña-os em uma folha de papel dentro de um círculo, conforme esquema abaixo.
- 2 Imagine que os gases tenham reagido e represente, montando moléculas de água a partir de moléculas de oxigênio e hidrogênio, a quantidade máxima de moléculas de água formadas.
- 3 Reproduza a tabela abaixo em seu caderno, preencha-a e responda às questões a seguir.

- a) Quantas moléculas de água puderam ser formadas?
- b) Para formar essa quantidade de moléculas de água, quantas moléculas de oxigênio e de hidrogênio foram consumidas?
- c) Sobraram moléculas de algum dos reagentes? Por quê?
- d) Considerando a equação ( $a H_2 + b O_2 \rightarrow c H_2O$ ) da reação de formação da água, quais os valores dos coeficientes a, b e c? Para tal, considere somente o número de moléculas que reagiram e que foram formadas (como estamos representando a equação da reação, não nos preocuparemos com moléculas que porventura não tenham reagido).
- e) Ao simplificar os coeficientes, dividindo-os pelo menor deles, quais são os novos valores de a, b e c?
- f) Substitua os valores dos coeficientes na equação e você terá a equação química balanceada.

#### SIMULAÇÃO DA REAÇÃO DE FORMAÇÃO DA ÁGUA

REAÇÃO	REAGENTES		PRODUTO
	Hidrogênio	Oxigênio	Água
Representação das moléculas utilizando as esferas*			
Quantidade de átomos envolvidos na reação			
Quantidade de constituintes que reagiram (moléculas)			
Coefficientes: quantidade mínima de constituintes			

\* Neste momento não estamos preocupados com a organização espacial dos átomos nas moléculas constituintes.





## Parte B

### A proporção exata para a obtenção do hidróxido de sódio

O hidróxido de sódio, conhecido popularmente como soda cáustica, é uma substância muito utilizada na indústria química, no preparo de sabão e em casa, para desentupir esgotos. Pode-se obter o hidróxido de sódio (NaOH) e carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ) a partir da reação entre o carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) e o hidróxido de cálcio [ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ].

Escolha uma cor de massa de modelar e faça bolinhas do mesmo tamanho (ou use cliques coloridos) para representar cada tipo de átomo (Na, C, O, Ca e H). Represente seis constituintes do carbonato de sódio e seis constituintes do hidróxido de cálcio (saiba que os constituintes não se alteram nessa reação). Siga os procedimentos da parte A, reproduza a tabela e monte a equação química da reação, balanceando-a.

Representação da molécula de gás hidrogênio.



Representação da molécula de gás oxigênio.



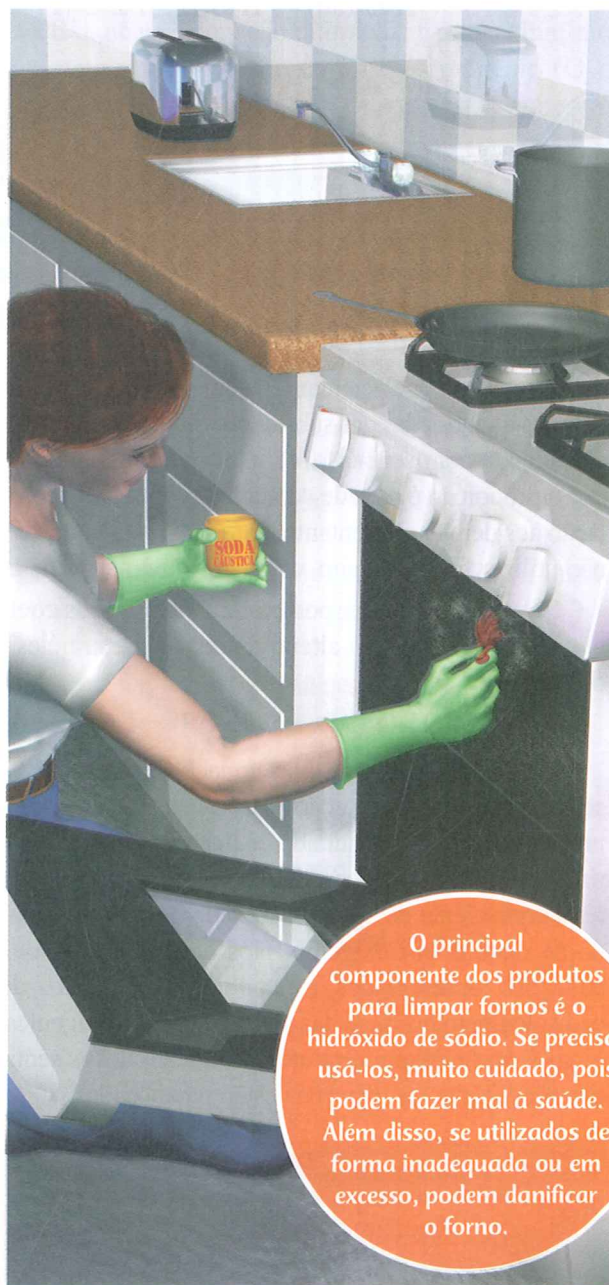
Representação da molécula de água.



**Cuidado:** os átomos não se ligam como cliques ou massinha, mas essa analogia permite entender as proporções na reação.


Observe que, nas atividades que você acabou de realizar, os produtos foram formados a partir das substâncias existentes nos reagentes. Isso significa que, na reação, os átomos dos produtos são os mesmos encontrados nos reagentes, rearranjados de forma diferente. Por isso, a quantidade de átomos dos produtos tem de ser igual à quantidade de átomos dos reagentes.

A equação balanceada que descreve a reação de obtenção do hidróxido de sódio indica que o carbonato de sódio reage com o hidróxido de cálcio na proporção de 1 para 1, formando 2 constituintes do hidróxido de sódio e 1 do carbonato de cálcio.



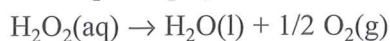
O principal componente dos produtos para limpar fornos é o hidróxido de sódio. Se precisar usá-los, muito cuidado, pois podem fazer mal à saúde. Além disso, se utilizados de forma inadequada ou em excesso, podem danificar o forno.





Numa equação química, representamos as proporções entre reagentes e produtos. Isso quer dizer que os coeficientes não representam o número de constituintes que irão reagir, mas, sim, as quantidades relativas entre todas as espécies envolvidas na reação. Portanto, esses coeficientes correspondem ao número que indica a proporção mínima de cada substância envolvida na reação, sendo que, para simplificar, os coeficientes iguais a 1 são omitidos. Essa proporção serve para o número de constituintes ou para a quantidade de matéria (mols) desses constituintes. Esses coeficientes são denominados **coeficientes estequiométricos**.

Observe agora outro exemplo. A água oxigenada, usada como clareador de cabelos ou anti-séptico, se decompõe a partir de uma reação química descrita pela equação abaixo:



Na equação acima, existe no coeficiente do gás oxigênio a fração 1/2. Isso significa que a reação ocorre a partir da metade de uma molécula de oxigênio? Seria possível fazer uma reação a partir da metade de uma molécula?

Como os coeficientes estequiométricos indicam as relações entre as quantidades das substâncias participantes das reações químicas, eles podem ser números inteiros ou fracionários, significando que a proporção é metade da quantidade daquele constituinte, em relação aos demais. No entanto, para facilitar a compreensão, é melhor não utilizar frações e, sim, os menores números inteiros possíveis.

A equação anterior poderá ter todos os seus coeficientes multiplicados por dois, sem alterar as relações entre eles. Dessa forma, obteremos:

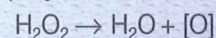


Se compararmos as duas equações, veremos que apresentam a mesma proporção entre as substâncias, ou seja, uma determinada quantidade de matéria de água oxigenada, ao se decompor, produz uma quantidade de matéria equivalente de água e a metade dessa quantidade de matéria em oxigênio. Nos dois exemplos de equações representados, a quantidade de átomos de cada elemento químico das substâncias dos reagentes é igual à que está presente nos produtos. Nesse sentido, dizemos que essas equações estão balanceadas.

CONHECENDO UM POUCO MAIS

## POR QUE A ÁGUA OXIGENADA DESCOLORE O CABELO?

O peróxido de hidrogênio ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), mais conhecido como água oxigenada, é uma substância instável que se decompõe formando água e oxigênio nascente (átomo sem estar combinado a outro átomo), de acordo com a equação:



O átomo de oxigênio livre reage com as moléculas de melanina (pigmento que dá cor ao cabelo), quebrando-as. Sem a melanina, a cor do cabelo altera-se.



**Balanceamento de equação química é a determinação dos coeficientes das substâncias envolvidas na reação representada.**



## Balanciamento por tentativa e erro

O balanceamento de equações pode ser feito contando-se diretamente os átomos dos reagentes, e dos produtos e determinando-se os coeficientes, de forma a igualar o número de átomos dos dois lados. Deve-se processar a contagem dos átomos, elemento por elemento, começando pelos que possuem maior índice e que aparecerem apenas em uma substância de cada lado. Tal procedimento é chamado método de tentativa e erro e é recomendado para equações simples.

Esse balanceamento pode ser feito seguindo-se diferentes caminhos, mas para facilitar recomendamos-se os seguintes passos:

### 1º PASSO

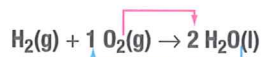
Representar a equação da reação química em estudo. Sempre que possível deve-se indicar o estado de agregação das substâncias envolvidas — sólido (s), líquido (l), gás (g) — e, quando se tratar de uma solução aquosa (substância dissolvida em água), usa-se a sigla (aq).



### 2º PASSO

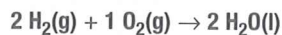
Escolher um elemento químico que só apareça em um dos reagentes e em um dos produtos e acertar os coeficientes das substâncias nas quais ele aparece, usando o índice do elemento nos reagentes como coeficiente nos produtos e vice-versa.

No caso da reação da água, podemos escolher o oxigênio.



### 3º PASSO

Acertar os demais coeficientes considerando os que já foram indicados. O objetivo é que se tenha, para cada tipo de átomo, a mesma quantidade nos reagentes e nos produtos (veja abaixo).



Os produtos químicos devem sempre ser usados na proporção correta. Só assim obteremos bons resultados, até mesmo no clareamento de cabelos.

Getty Images

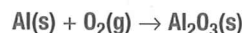
Nas equações em que estejam representados vários elementos químicos, recomenda-se iniciar o balanceamento selecionando a substância que contenha o elemento químico com maiores índices.

Lembramos que não podemos, em hipótese alguma, alterar os índices das fórmulas das substâncias. Se alterarmos os índices de uma substância, estaremos alterando os constituintes, e a equação representará uma reação química diferente da fornecida inicialmente.

Vejamos outros exemplos.

- 1 Balanceie a equação química em que o alumínio metálico (Al) reage com o gás oxigênio (O<sub>2</sub>), produzindo o óxido de alumínio (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), material branco sólido.

### 1º PASSO

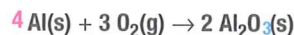


### 2º PASSO



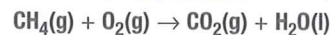
### 3º PASSO

Considerando que nos produtos já foi identificado o coeficiente do dióxido de alumínio, podemos agora determinar o coeficiente do alumínio nos reagentes.



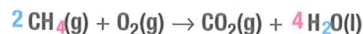
- 2 Balanceie a equação de combustão do gás metano (CH<sub>4</sub>) que produz gás carbônico (CO<sub>2</sub>) e água.

### 1º PASSO



### 2º PASSO

Tendo em conta que o oxigênio está presente em duas substâncias (CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O) e que o hidrogênio possui maior índice, deve-se escolher o hidrogênio como primeiro elemento a ser balanceado.

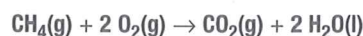


### 3º PASSO

Considerando que já foram acertados os coeficientes do CH<sub>4</sub> e da água, deve-se acertar o coeficiente do CO<sub>2</sub> e finalmente o do O<sub>2</sub>. Este é determinado a partir do total de átomos de oxigênio nos produtos [(2 × 2) + (4 × 1)], dividido pelo índice do O<sub>2</sub>.



o que implica:





## EXERCÍCIOS

- Explique o que se espera de uma reação química de acordo com:
  - a Lei da Conservação das Massas.
  - a Lei das Proporções Definidas.
- De acordo com a teoria atômica de Dalton, por que podemos considerar que não há variação de massa numa reação química?
- Num experimento feito em laboratório, realizou-se a combustão da palha de aço em um recipiente aberto. Inicialmente, a massa da palha de aço era de 3,0 g e, após a queima, a massa resultante obtida foi de 3,4 g. Explique por que esse valor obtido não invalida a Lei da Conservação das Massas.
- Sabendo que na combustão completa de 50 g de magnésio metálico são consumidos 33 g de gás oxigênio, responda:
  - Que massa de oxigênio é necessária para queimar 150 g de magnésio?
  - Qual a massa de óxido de magnésio formada pela reação entre 600 g de magnésio com 396 g de oxigênio?
- Analisar a tabela abaixo e, em seguida, responda às questões:

Teste	Reagentes		Produtos	
	A	B	C	D
1	85 g	29,4 g	X	42,5 g
2	Y	14,65 g	Z	T

- Qual a massa de A necessária para reagir com 14,65 g de B?
  - Quais os valores de X, Z e T?
  - Demonstre se os resultados obtidos estão de acordo com a Lei da Conservação das Massas e a Lei das Proporções Definidas.
  - Qual a razão entre a massa de A e a massa de B que reagiram nos testes 1 e 2?
- A ferrugem é resultado da reação que ocorre entre o ferro e o oxigênio ( $O_2$ ). Como produto dessa reação, obtém-se a substância óxido de ferro III ( $Fe_2O_3$ ). Monte a equação química e balanceie utilizando o modelo de Dalton como referencial. Se preferir, monte uma tabela semelhante à do exercício 5.
  - Em um experimento realizado no laboratório, 2,40 g de uma substância A reagem com 7,68 g de uma substância B, produzindo 9,0 g de C e 1,08 g de D. Em um segundo experimento, 16,0 g de A reagiram com 51,2 g de B, produzindo 60,0 g de C e 7,2 g de D. Utilizando seus conhecimentos sobre as Leis da Conservação das Massas e das Proporções Definidas, julgue os itens, marcando **C** para os corretos e **E** para os errados.
    - 4,80 g de A reagem completamente com 15,36 g de B.
    - “O prego que enferruja” e o “palito de fósforo que queima” são exemplos de exceções à Lei de Lavoisier.
    - 25,6 g da substância B reagem completamente com 8,0 g da substância A.
    - Para produzir 3,6 g de D é necessária a quantidade de 7,0 g da substância A.
    - A razão  $m_C/m_B$  no primeiro experimento é diferente da razão  $m_C/m_B$  no segundo experimento.
  - Sobre as fórmulas e equações químicas, julgue os itens a seguir, marcando **C** para os corretos e **E** para os errados.
    - Para se obter uma equação equilibrada, a quantidade de matéria dos reagentes tem de ser igual à dos produtos.
    - Numa reação química, nenhum dos átomos desaparece; são apenas rearranjados.
    - Como os átomos e as moléculas não podem ser visualizados, os químicos não possuem métodos que permitam determinar a quantidade dessas entidades em uma reação química.
    - A fórmula química da glicose é  $C_6H_{12}O_6$ . Isso significa que, na glicose, para cada átomo de carbono (C), haverá um átomo de oxigênio (O) e dois átomos de hidrogênio (H).
    - A reação  $Na_3PO_4 + 3 Mg(OH)_2 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 3 NaOH$  está corretamente balanceada.
  - Faça o balanceamento das equações abaixo, escolhendo o método que achar mais fácil.
    - $Cr + O_2 \rightarrow Cr_2O_3$ .
    - $HCl + O_2 \rightarrow H_2O + Cl_2$ .
    - $H_3PO_4 \rightarrow H_4P_2O_7 + H_2O$ .
    - $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$ .
    - $Ca(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$ .
    - $Al_2(CO_3)_3 \rightarrow Al_2O_3 + CO_2$ .



# Tema em foco

## A QUÍMICA DOS SABÕES E DETERGENTES



Você já lavou pratos engordurados apenas com água? Difícil, não acha? A água é indispensável para uma boa lavagem, mas não consegue, sozinha, remover todo tipo de sujeira. Isso acontece porque as moléculas de água são polares e as de gordura são apolares. Conseqüentemente, elas não têm afinidade umas com as outras e não conseguem remover toda a gordura. Além disso, a água não penetra facilmente em certos tipos de tecidos e materiais, dificultando a remoção das sujeiras.

O que poderia ajudar a retirar a gordura dos pratos?... A resposta é simples: sabões e detergentes sintéticos! Para você entender melhor como eles desengorduram os pratos, é necessário conhecer um pouco sobre a estrutura molecular de suas substâncias e como elas atuam aumentando a penetração da água nos materiais e removendo as sujeiras.

Nos líquidos, existem forças de interação entre as espécies que os constituem, chamadas **forças de coesão**. Observe, na representação da água na figura ao lado, que as moléculas do interior do líquido estão sob a ação das moléculas que as rodeiam e, portanto, as forças de coesão se distribuem em todas as direções. No entanto, na superfície do líquido, as moléculas interagem apenas com as moléculas ao seu lado e abaixo. Como resultado dessas forças que estão dirigidas para baixo e para os lados, as moléculas da superfície ficam mais coesas do que as moléculas do interior do líquido, cujas forças de coesão estão distribuídas em todas as direções. Isso é o que chamamos de **tensão superficial**.



As bolinhas representam as moléculas de água e as setas as forças de atração que existem entre elas. As moléculas da superfície do líquido sofrem atração apenas na lateral e na parte inferior, criando uma tensão na superfície. Já na parte interna do líquido, as moléculas são atraídas para todas as direções pelas moléculas vizinhas, tornando praticamente nulas as forças.

The Next





Como diminuem a tensão superficial da água, os detergentes, quando despejados em rios e lagos, dificultam o deslocamento dos insetos sobre essas superfícies. Esse fato pode causar desequilíbrio ambiental, devido à redução da população de insetos.

Fotos: Getty Images



The Next

sabão



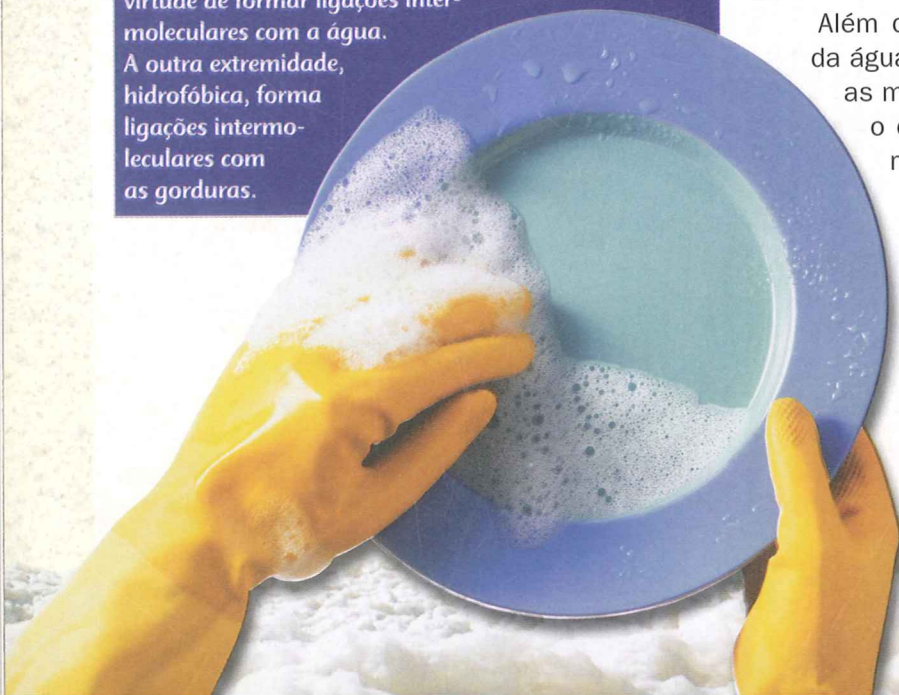
detergente amoniacado



Representações de estruturas químicas de surfactantes. A extremidade iônica é denominada hidrofílica, em virtude de formar ligações intermoleculares com a água. A outra extremidade, hidrofóbica, forma ligações intermoleculares com as gorduras.

Substâncias que diminuem a tensão superficial da água são chamadas **agentes tensoativos** ou **surfactantes** (do inglês *surface active agents* = *surfactants*). Diminuir a tensão superficial facilita a limpeza, pois a água passa a penetrar nos locais sujos com maior facilidade. Os agentes surfactantes são formados por moléculas que possuem uma longa cadeia carbônica apolar e um grupo funcional polar em sua extremidade, como, por exemplo, o sal estearato de sódio. Essas substâncias, como já comentamos, estão presentes em sabões e detergentes e se misturam com óleos e gorduras, removendo-os.

Além de aumentar o poder de penetração da água, os agentes surfactantes dissolvem as moléculas de substâncias gordurosas, o que não acontece com a água. Vejamos por quê. Primeiro: suas moléculas são constituídas por longas cadeias apolares. Segundo: em uma extremidade da molécula existe um grupo polar. Por isso, uma parte da molécula é **hidrofóbica** (não apresenta afinidade com a molécula de água e dissolve-se em gorduras e óleos) e outra é **hidrofílica** (possui afinidade com a molécula de água e dissolve-se em água).





Ao ensaboarmos uma roupa, diminuimos a tensão superficial da água, facilitando sua penetração nas fibras do tecido.

Além disso, nesse processo, o sabão dissolve as substâncias gordurosas associadas à sujeira.

A composição das superbolhas de sabão é: detergente líquido, água, glicerina, açúcar ou cola solúvel em água. O açúcar e a glicerina dificultam a evaporação da água, ou seja, formam ligações de hidrogênio, aumentando a resistência da película. A glicerina é um agente umectante (capaz de manter a umidade) muito utilizado em cremes cosméticos e alimentícios.

Seção transversal de uma micela esférica de detergente envolvendo uma partícula gordurosa que se dissolve nas extremidades hidrofóbicas de suas moléculas.

Quando se adiciona detergente à água, suas moléculas se distribuem na forma de pequenos glóbulos, denominados **micelas**. Nas micelas de detergentes, as extremidades polares, hidrofílicas, ficam voltadas para o exterior do glóbulo, mantendo contato com as moléculas de água, e as extremidades apolares, hidrofóbicas, ficam voltadas para o interior do glóbulo.

É essa estrutura das micelas que possibilita a remoção das gorduras. No caso, as moléculas de gordura vão ficar aprisionadas nas extremidades hidrofóbicas dos surfactantes, ou seja, na região central das micelas. Removendo as micelas, a sujeira gordurosa vai junto.

Outra propriedade dos sabões é a de produzir bolhas. As bolhas são constituídas por uma fina película de líquido que retém os gases. Essa propriedade, associada aos sabões, faz com que as pessoas pensem que, quanto mais espuma um sabão produzir, melhor será o seu poder de limpeza. Será? Sabe-se que as bolhas têm um papel muito pequeno na remoção das substâncias que provocam a sujeira. No entanto, no caso do sa-

bão, a presença de bolhas é um indicador de que ele está atuando na sua função de limpeza, pois, quando usado em água com elevado teor de sais de cálcio e magnésio, conhecida como água dura, os íons presentes no sabão reagem com esses sais, formando substâncias insolúveis, que se precipitam e não removem a sujeira nem produzem espuma.

Os detergentes sintéticos possuem a vantagem de não reagir com os sais de cálcio e magnésio, logo os seus agentes surfactantes atuam independentemente da natureza da água. Como alguns detergentes não formam espuma, muitas pessoas pensam que eles não estão limpando. Para evitar essa falsa associação e queda nas vendas, as indústrias adicionam aos detergentes substâncias espumantes, embora os produtos que não produzam espuma sejam removidos mais facilmente na água. Portanto, a capacidade de limpeza de um detergente não depende do seu poder de espumar, mas de sua propriedade de formar micelas estáveis que arrastem com facilidade as moléculas gordurosas impregnadas no material que vai ser limpo.

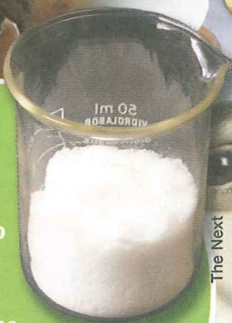
Corbis/Stock Photos



Esse é um dos exemplos das propriedades de produtos industrializados que são realçadas pela indústria para que eles tenham maior aceitação, ainda

que tais propriedades nada tenham a ver com o fim a que se destinam. Assim, por exemplo, têm sido adicionadas aos detergentes fragrâncias que até deixam a cozinha com um cheiro mais agradável. O problema é que, às vezes, o produto cheira e espuma bem, mas pouco limpa. Além disso, no afã de conquistar mais fregueses, as indústrias têm desenvolvido fórmulas de detergentes que geram cada vez mais espuma. Como consequência, o excesso de espuma pode prejudicar as engrenagens das máquinas de lavar, aumentando a reposição de peças, além de contribuir para

O sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), considerado como um enchimento, serve para aumentar o volume do detergente para impressionar o consumidor. O seu uso está sendo restrito, pois pode poluir as águas.



The Next

Pirapora do Bom Jesus (SP), banhada pelo rio Tietê, tem sofrido as consequências do excesso de detergente lançado no rio pela população da Grande São Paulo.

## CONHECENDO UM POUCO MAIS

### A INVENÇÃO DO SABÃO E DO DETERGENTE

Os antigos gregos não conheciam o sabão. Limpavam-se com blocos de barro, areia, pedras-pomes ou cinzas e, em seguida, ungiam o corpo com óleo e o raspavam com um instrumento de metal chamado *strigil*, retirando a sujeira.

Objetos da Antiga Grécia mostram o uso do *strigil*.

De acordo com uma antiga lenda romana, o sabão teria sua origem no monte Sapo, onde se sacrificavam animais. Esses eram abatidos e cozidos para que se mantivessem conservados por mais tempo. Então, as chuvas levavam para o barro das margens do rio Tibre uma mistura de sebo animal derretido com as cinzas oriundas da queima das madeiras utilizadas no processo do cozimento. As mulheres descobriram que, usando essa mistura de barro, as roupas ficavam muito mais limpas, com menor esforço.

Em 1791, o químico francês Nicolas Leblanc (1742-1806) deu o primeiro grande passo rumo à fabricação comercial de sabão



Fotos: Reprodução





em larga escala, utilizando sal comum para produzir carbonato de sódio, substância que reage com a gordura para fazer o sabão.

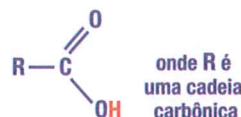
O primeiro detergente sintético foi produzido em 1890 pelo químico alemão A. Krafft, após observar que pequenas cadeias de moléculas ligadas ao álcool funcionavam como sabão. Em 1916, os químicos alemães H. Gunther e M. Hetzer, motivados pela falta de suprimento de gorduras naturais, devido ao bloqueio dos países aliados na Primeira Guerra, desenvolveram um produto sintético que substituiu os sabões, além de apresentar várias vantagens em relação a eles, como não reagir com sais e ácidos presentes na água. Nasceu assim o Nokal — primeiro detergente comercial. A palavra detergente vem do latim *detergere* e significa limpar.

A partir de 1950, foram produzidos em larga escala detergentes sintéticos, feitos de produtos derivados do petróleo, em substituição às gorduras de origem animal e vegetal que eram usadas na produção do sabão.

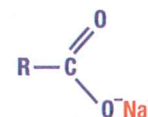
O strigil, instrumento de metal usado para raspar o corpo.

O sabão e o detergente são “os heróis” da limpeza das gorduras dos pratos. Detergentes são substâncias constituídas por longas cadeias apolares com um grupo funcional polar em uma das extremidades. Se esse grupo apresenta carga positiva, o detergente é catiônico, como é o caso do brometo de dimetiletil-hexadecil-amônio —  $[H_3C(CH_2)_{15}N(CH_3)_2C_2H_5]^+Br^-$ . Se a carga é negativa, o detergente é aniônico, como o lauril sulfato de sódio —  $H_3C(CH_2)_{11}OSO_3^-Na^+$ . Os sabões são um subgrupo dos detergentes. Por isso, todo sabão é detergente, mas nem todo detergente é sabão. Os sabões são sais derivados de ácidos carboxílicos de cadeia carbônica (seqüência de átomos de carbono ligados entre si) que contêm de 9 a 17 átomos de carbono, ligados a  $-COOH$  (grupo carboxílico). Nesse caso, o átomo de hidrogênio ácido ( $H^+$ ) é substituído por íons sódio ( $Na^+$ ), potássio ( $K^+$ ) ou amônio ( $NH_4^+$ ), conforme mostra o quadro a seguir.

#### Ácido carboxílico



#### Sal de ácido carboxílico (sabão)

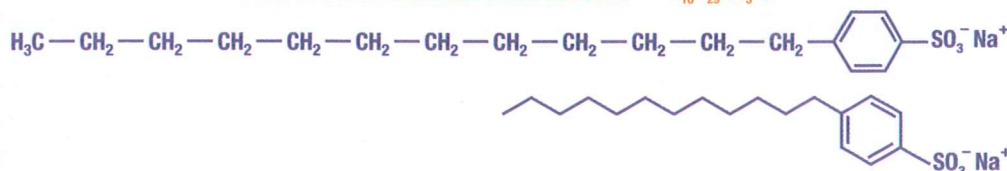


Os sabões são sais de ácidos carboxílicos em que o hidrogênio do ácido foi substituído por um cátion.

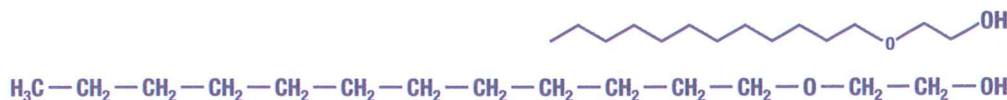
Há detergentes com cheiro de pinho, menta, maçã verde etc.; existem também sabões em pó com alvejante ou amaciante de roupas. Observando os rótulos você notará que os detergentes comercializados atualmente não possuem apenas a função de limpeza. A eles são adicionadas substâncias que tornam o produto mais atraente ao consumidor. Veja a seguir alguns aditivos.

Os surfactantes têm a função de detergência (aquilo que limpa especialmente sujeira de óleo ou graxa).

#### Para-dodecilbenzenossulfonato de sódio $C_{18}H_{29}SO_3Na$



#### Polioxietileno $C_{14}H_{30}O_2$







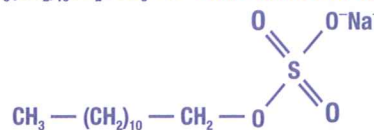
As fragrâncias nada mais são que essências para promover um odor agradável após a lavagem.

### FUNÇÃO DE ALGUNS INGREDIENTES DOS DETERGENTES

Ingredientes	Exemplo	Função
Surfactantes	Alquibenzeno-sulfonatos de sódio	Detergência (propriedade de limpar, especialmente, sujeira de óleo ou graxa).
Enchimentos	Sulfato de sódio (Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> )	Aumentar o volume de detergente para impressionar o consumidor. Atualmente, com a preocupação com o meio ambiente, o seu uso está restrito.
Inibidores de corrosão	Silicatos de sódio (Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , Na <sub>2</sub> Si <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , Na <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub> )	Proteger tanto objetos lavados contra a ferrugem, como as partes de metal da máquina de lavar roupas.
Enzimas	Lipase, amilase	Remover manchas protéicas, como as de sangue ou de alimentos.
Alvejadores	Perboratos, NaClO	Remover manchas que os detergentes comuns não conseguem eliminar.
Agentes de suspensão	Carboximetilcelulose (CMC)	Evitar que a sujeira que está em suspensão (durante a ação do detergente) volte a se depositar nas roupas.
Branqueadores ópticos	Tinturas fluorescentes	São substâncias orgânicas que se depositam nas roupas, absorvendo radiações invisíveis da luz ultravioleta oriundas do Sol, dando ao tecido uma tonalidade azul quase imperceptível, que realça a brancura.
Fragrâncias	Essências	Promover um odor agradável após a lavagem.
Agentes colorantes	Anil	Dar um pouco de brilho a roupas brancas, realçando a aparência de limpeza.
Fosfatos	Trifosfato de sódio (Na <sub>5</sub> P <sub>3</sub> O <sub>10</sub> )	Diminuir a acidez e reagir com os cátions Ca <sup>2+</sup> e Mg <sup>2+</sup> existentes em águas duras.
Bórax	Na <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> 10H <sub>2</sub> O	Eliminar odores desagradáveis.

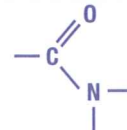
Esteja atento para os efeitos do detergente que você usa em sua roupa, pois ele pode apenas esconder a sujeira, realçando o branco, sem ter uma ação de detergência eficiente que remova de fato a sujeira. Logo, em relação ao detergente, tornar a roupa mais branca pode não significar deixá-la mais limpa. Assim, induzir o consumidor a achar que a roupa mais branca é mais limpa pode ser considerado propaganda enganosa.

**CH<sub>3</sub>(CH<sub>2</sub>)<sub>10</sub>CH<sub>2</sub>OSO<sub>3</sub><sup>-</sup>Na<sup>+</sup> lauril sulfato de sódio**

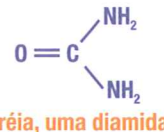
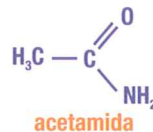


O lauril sulfato de sódio é um surfactante usado em cremes dentais e em xampus.

**Grupo funcional amida**

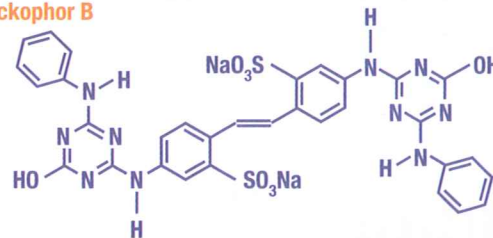


Exemplos:



As amidas são substâncias orgânicas que possuem átomos de nitrogênio diretamente ligados a um carbono pertencente a uma cadeia carbônica que esteja fazendo dupla ligação com o oxigênio (grupo carboxila).

**Blackophor B**



Os branqueadores ópticos são substâncias que absorvem radiação UV (ultravioleta) e emitem luz visível, passando a impressão de que o material está mais branco do que realmente é. A indústria guarda segredo sobre os produtos que usa para tal fim, mas é comum a utilização de perborato de sódio (Na<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>) e da substância denominada comercialmente Blackophor B, cuja estrutura é representada acima. O efeito dessas substâncias é puramente estético, os sabões é que limpam.





**Xampu ou shampoo?**  
A palavra *shampoo* veio da Indonésia e significa amassar ou massagear os cabelos. Os ingleses gostaram e importaram a idéia. Na língua portuguesa a grafia correta é *xampu*, apesar de o mundo comercial preferir a grafia inglesa.



Um outro detergente importante é o xampu. Na composição dos xampus, existem dois tipos fundamentais de substâncias: detergentes e amidas.

As substâncias detergentes retiram a gordura, mas causam um efeito inconveniente: ressecam muito o cabelo. É aí que as amidas — por exemplo, a etanamida ( $\text{CH}_3\text{CONH}_2$ ) — atuam: essas substâncias repõem parte da oleosidade, diminuindo o ressecamento. Diferentes xampus contêm diversas proporções de detergentes e amidas para atenderem aos vários tipos de cabelos, além de terem em sua composição aditivos que realçam características como brilho e textura.

Outro detergente de uso em nossa higiene pessoal é o creme dental, que deve ser usado nas escovações após as refeições. Os cremes dentais têm a função de remover as placas bacterianas, limpar e polir os dentes. Além disso, podem conter substâncias indicadas para prevenir a cárie e o tártaro, ou para clarear os dentes. Uma dessas substâncias é o flúor, que ajuda a prevenir a cárie. Mas cuidado:

O creme dental é um tipo específico de detergente.

seu excesso pode causar distúrbios visuais. O bicarbonato de sódio também é bastante utilizado; como é um alcalinizante, neutraliza os ácidos produzidos pela placa bacteriana.

Photodisc



**PENSE, DEBATA E ENTENDA**

- 1 Explique o efeito da detergência na lavagem de pratos gordurosos.
- 2 Qual a diferença entre sabão em pó e detergente?
- 3 Como deve variar a proporção de detergentes e amidas na composição de xampus para cabelos secos e para cabelos oleosos?
- 4 Pesquise se existe algum tipo de problema de pele causado pelo contato direto com detergente. Qual seria o melhor procedimento para evitar esses problemas? Procure no texto um exemplo semelhante.

Corbis/Stock Photos

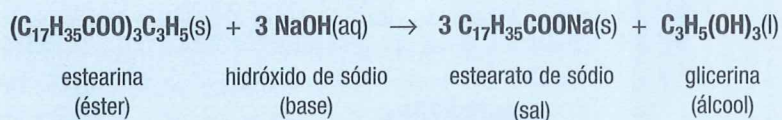


## ESTEQUIOMETRIA: A MATEMÁTICA DA QUÍMICA

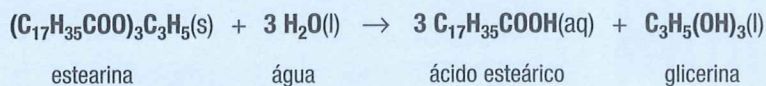
A mistura de reagentes em proporções corretas é fundamental na produção química. O sabão, por exemplo, deve passar por um rígido controle de qualidade, a fim de que não haja excesso de reagentes em sua mistura, o que poderia acarretar danos à nossa saúde, como irritação de pele, alergias etc.

Mas como controlar as proporções dos reagentes ao fazer a mistura? O primeiro passo para o cálculo correto é identificar a equação química da reação e, depois, efetuar o seu balanceamento.

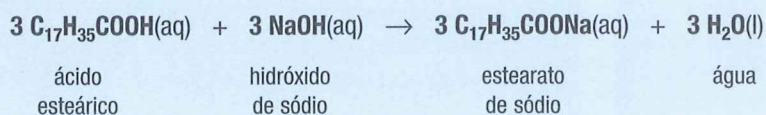
As reações para obtenção de sabão ocorrem entre ésteres e bases (sodas ou hidróxidos). As gorduras e os óleos são exemplos de ésteres usados nas reações de saponificação. Também conhecidos como glicerídeos, os ésteres reagem com o hidróxido de sódio nessas reações, formando o sabão e o glicerol, como representado a seguir:



A equação acima representa uma reação simplificada da produção do sabão, pois, na verdade, ela não ocorre diretamente entre o éster e o hidróxido de sódio. Primeiro o éster sofre uma reação chamada **hidrólise**, formando o ácido esteárico (substância que apresenta uma longa cadeia e uma carboxila —COOH, grupo funcional de ácido carboxílico) e a glicerina, de acordo com a seguinte equação:



Logo após, o ácido graxo reage com o hidróxido de sódio formando o sabão (sal de sódio do ácido carboxílico) e a água. É a chamada **reação de neutralização**, porque um ácido reage com uma base, formando um sal e a água. Observe:



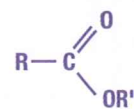
A partir do conhecimento da equação acima, será possível determinar as quantidades de gordura e de hidróxido de sódio ideais para a reação de saponificação. Essa determinação é o que chamamos de **cálculo estequiométrico**.

Photodisc



Na reação de saponificação, primeiro os ésteres são convertidos em ácidos carboxílicos, que então reagem com uma base, produzindo o sabão.

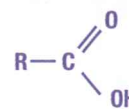
Estrutura química dos ésteres



onde R e R' são cadeias carbônicas

Os ésteres são substâncias orgânicas que apresentam o grupamento de átomos —COO— entre duas seqüências de átomos de carbono.

Estrutura química dos ácidos carboxílicos



onde R é uma cadeia carbônica

Ácidos carboxílicos são substâncias orgânicas que apresentam o grupamento —COOH.



Conhecendo as proporções entre os reagentes e os produtos de uma reação química, podemos saber quanto precisaremos de cada reagente para formar uma determinada quantidade de produto. Esses conhecimentos estequiométricos são aplicados em muitas situações cotidianas. A prescrição de muitos medicamentos, por exemplo, é baseada em doses calculadas a partir de determinada quantidade do agente ativo do medicamento e que são necessárias para reagir com certas substâncias em nosso organismo.

Quando utilizamos produtos químicos em quantidades indevidas, corremos o risco de obter resultados indesejáveis e até desastrosos. Um caso muito comum se dá com o uso incorreto de produtos de limpeza. De modo geral, as embalagens dos produtos trazem indicações das medidas que devem ser usadas para a obtenção dos melhores resultados. No entanto, é sempre bom prestar atenção em como você usa o produto, pois as recomendações podem não ser adequadas às condições de sua residência: composição da água, o tipo do tecido ou da sujeira podem requisitar quantidades diferentes da indicada.

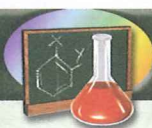
Para evitar desperdício, os químicos procuram calcular as quantidades exatas dos materiais usados num processo. Para fazer tais cálculos, precisamos saber inicialmente quais são as proporções das substâncias envolvidas nas reações químicas.

O operário deve seguir precisamente as indicações de quantidades prescritas pelo químico.

De olho no consumo: excesso de sabão não garante maior limpeza.

Corbis/Stock Photos










## Química na escola

### COMO PREPARAR SABÃO ARTESANAL

#### Ingredientes e materiais

- 50 g de gordura animal (sebo)
-  2,5 g de soda cáustica (NaOH)
- 30 mL de água morna
- 50 mL de álcool
- béquer de 100 ou 250 mL (ou uma lata vazia de leite em pó, que não seja de zinco ou alumínio)
- balança (pode ser de uso doméstico)
- pipeta graduada (ou copos medidores)
-  bico de Bunsen ou lamparina
- uma colher de madeira ou um palito grosso de madeira
- uma fôrma pequena de metal ou de plástico (pode ser uma embalagem vazia de margarina)
- máscara de dentista

#### Procedimento

-  Derreta os 50 g de gordura animal no béquer, aquecendo-o com o bico de Bunsen. Em seguida, reserve-o para esfriar.
-  Usando uma máscara de dentista, o professor deve dissolver cuidadosamente os 2,5 g de soda cáustica em um pouco de água morna. (**Cuidado:** tanto o sólido quanto a solução são corrosivos e seus vapores são irritantes se respirados.)
-  Adicione à gordura derretida, com agitação lenta e constante, o álcool e a solução de hidróxido de sódio (soda cáustica).
- 4 Passe a mistura para a fôrma e, em seguida, deixe-a em repouso para esfriar.

**CONSULTE AS NORMAS DE SEGURANÇA NO LABORATÓRIO NA ÚLTIMA PÁGINA DESTA LIVRO.**





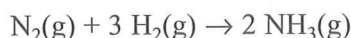
## Relações estequiométricas



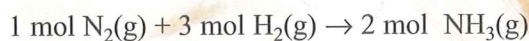
Você já imaginou fazer um bolo retirando um ou mais ingredientes da receita, ou aumentando a quantidade de alguns ingredientes em duas ou três vezes? Como poderá ficar um sabão, se no processo de produção forem retirados ou aumentados alguns dos ingredientes?

Com certeza seu bolo ou a preparação do sabão não ficarão como o esperado, pois a quantidade dos ingredientes deve ser proporcional: se você aumenta ou diminui a quantidade de um, terá de fazê-lo também com os outros, na mesma proporção.

Os cálculos químicos baseiam-se em relações de proporcionalidade. Vejamos o exemplo da obtenção da amônia, substância utilizada em produtos para descolorir cabelos e em desinfetantes.



Como já vimos, a grandeza relacionada ao número de partículas é a quantidade de matéria, cuja unidade de medida é o mol. A equação química balanceada para a formação da amônia indica que cada molécula de nitrogênio reage com três de hidrogênio, para formar duas moléculas de amônia. Ela também indica que um mol de gás nitrogênio reage com três mols de gás hidrogênio para formar dois mols de amônia. Ou seja:



A partir dos coeficientes estequiométricos da equação química balanceada, podemos estabelecer algumas relações: Veja a seguir.

Assim como os ingredientes de um bolo devem ser medidos em proporções ideais, os reagentes devem seguir relações estequiométricas corretas.

- 1 mol  $\text{N}_2 = 3$  mol  $\text{H}_2$   
Para cada mol de  $\text{N}_2$  consumido na reação, são consumidos 3 mol  $\text{H}_2$ .
- 2 1 mol  $\text{N}_2 = 2$  mol  $\text{NH}_3$   
Para cada mol de  $\text{N}_2$  consumido na reação, são formados 2 mol de  $\text{NH}_3$ .
- 3 3 mol  $\text{H}_2 = 2$  mol  $\text{NH}_3$   
Para cada 3 mol de  $\text{H}_2$  consumidos na reação, são formados 2 mol de  $\text{NH}_3$ .

Essas três igualdades, chamadas **relações estequiométricas**, indicam as relações entre as quantidades de matéria das substâncias envolvidas na reação. Com elas, podemos partir para os cálculos estequiométricos que veremos a seguir.

## Determinando quantidades

O cálculo estequiométrico permite determinar a quantidade de uma substância participante da reação a partir da quantidade conhecida das outras substâncias envolvidas.

Usaremos o método da análise dimensional, que se baseia na conversão sucessiva das quantidades, utilizando fatores de conversão, até se obter o resultado desejado. Para isso, é necessário determinar os coeficientes estequiométricos da equação química. Esse método envolve os seguintes passos:

- 1 Identificação da equação química.
- 2 Balanceamento da equação química.
- 3 Identificação das relações estequiométricas envolvidas no cálculo em questão e dos fatores de conversão.
- 4 Determinação da quantidade de matéria desejada, a partir do fator de conversão advindo da relação estequiométrica.

De modo geral, os cálculos químicos envolvem massa ou quantidade de matéria, que são as grandezas usualmente adotadas em Química. Vamos, então, exemplificar alguns cálculos estequiométricos com essas medidas.

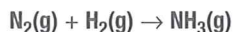


## Cálculo estequiométrico da quantidade de matéria de uma substância a partir da quantidade de matéria de outra substância

- 1 Lembrando o exemplo da obtenção da amônia, calcule a quantidade de matéria do gás nitrogênio ( $N_2$ ) necessária para reagir com 12 mol de gás hidrogênio ( $H_2$ ), formando amônia ( $NH_3$ ).

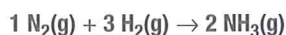
### 1º PASSO

Identificação da equação química, pois é necessário escrevermos a equação envolvida na reação: o nitrogênio reage com o hidrogênio, formando amônia.



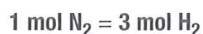
### 2º PASSO

Balanceamento da equação química:



### 3º PASSO

Identificação da relação estequiométrica envolvida no cálculo em questão e dos fatores de conversão:



Dividindo-se essa igualdade por 3 mol de  $H_2$ , teremos o fator de conversão:

$$\frac{1 \text{ mol } N_2}{3 \text{ mol } H_2} = 1$$

Dividindo-se, ainda, a relação estequiométrica por 1 mol  $H_2$ , obteremos outro fator de conversão:

$$\frac{3 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } N_2} = 1$$

Corbis/Stock Photos



A amônia pode ser obtida a partir do nitrogênio atmosférico e transportada em tanques até indústrias nas quais é utilizada como matéria-prima.

### 4º PASSO

Determinação da quantidade de matéria desejada, a partir do fator de conversão advindo da relação estequiométrica:

$$n(N_2) = 12 \text{ mol } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } N_2}{3 \text{ mol } H_2} \Rightarrow n(N_2) = 4 \text{ mol } N_2$$

(conversão de  $N_2$  em  $H_2$ )

## Cálculo estequiométrico da quantidade de matéria de uma substância a partir da massa de outra substância

- 2 Calcule a massa de cloreto de potássio (KCl) a partir da decomposição de 3 mol de clorato de potássio ( $KClO_3$ ), formando cloreto de potássio e gás oxigênio ( $O_2$ ).

### 1º PASSO

Identificação da equação química que representa a reação:



### 2º PASSO

Balanceamento da equação química:



### 3º PASSO

Identificação da relação estequiométrica referente ao cálculo em questão:

$$1 \text{ mol } KCl = 1 \text{ mol } KClO_3 \Rightarrow 1 = \frac{1 \text{ mol } KCl}{1 \text{ mol } KClO_3} \text{ ou } 1 = \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{1 \text{ mol } KCl}$$

Como desejamos o valor em massa, temos de converter a relação estequiométrica para a unidade de massa, usando para isso a massa molar obtida pelos valores de massa atômica:

$$1 \text{ mol } KCl = 74,6 \text{ g } KCl \Rightarrow 1 = \frac{1 \text{ mol } KCl}{74,6 \text{ g } KCl} \text{ ou } 1 = \frac{74,6 \text{ g } KCl}{1 \text{ mol } KCl}$$

### 4º PASSO

Determinação da massa de cloreto de potássio, a partir dos fatores de conversão advindos da relação estequiométrica e da massa molar do KCl:

$$m(KCl) = 3 \text{ mol } KClO_3 \times \frac{1 \text{ mol } KCl}{1 \text{ mol } KClO_3} \times \frac{74,6 \text{ g } KCl}{1 \text{ mol } KCl} \Rightarrow$$

(conversão de  $KClO_3$  em KCl)      (conversão em massa)

$$\Rightarrow m(KCl) = 223,8 \text{ g } KCl$$

O cloreto de potássio dentre outras aplicações é utilizado como adubo químico.



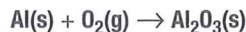


### Cálculo estequiométrico da massa de uma substância a partir da quantidade de matéria de outra substância.

- 3 Calcule a quantidade de matéria de alumínio necessária para se obterem 51 g de óxido de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), sabendo-se que este é formado a partir da reação do alumínio com o gás oxigênio ( $\text{O}_2$ ).

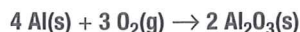
#### 1º PASSO

Identificação da equação química:



#### 2º PASSO

Balanceamento da equação química:

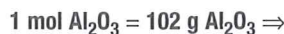


#### 3º PASSO

Identificação da relação estequiométrica referente ao cálculo em questão e dos fatores de conversão:

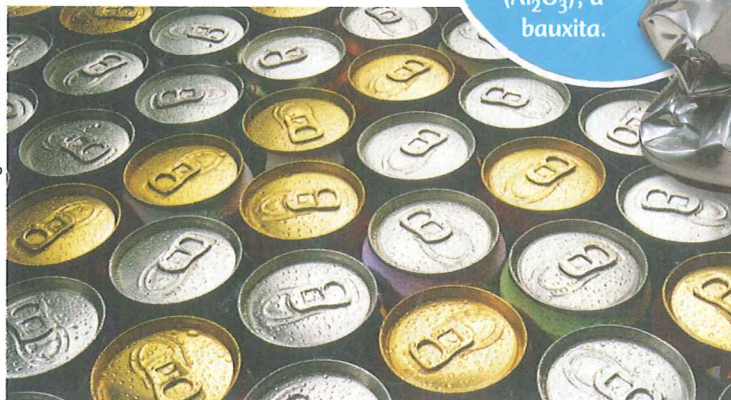


$$\Rightarrow 1 = \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Al}}$$



$$\Rightarrow 1 = \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}$$

Image Bank/Stock Photos



Reciclar alumínio para fazer latinhas consome muito menos energia do que sua fabricação a partir do minério de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), a bauxita.



The Next

#### 4º PASSO

Determinação da quantidade de matéria desejada, a partir do fator de conversão advindo da relação estequiométrica:

$$n(\text{Al}) = 51 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \Rightarrow n(\text{Al}) = 1 \text{ mol Al}$$

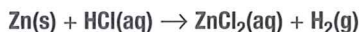
(conversão de massa em mol)      (conversão de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  em Al)

### Cálculo estequiométrico envolvendo conversão de massa de uma substância para massa de outra substância

- 4 Calcule a massa de zinco (Zn) necessária para reagir com 109,5 g de ácido clorídrico (HCl), formando cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ) e gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ).

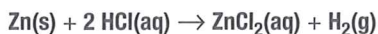
#### 1º PASSO

Identificação da equação química:



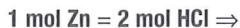
#### 2º PASSO

Balanceamento da equação química:

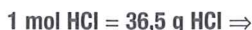


#### 3º PASSO

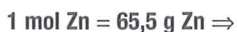
Identificação da relação estequiométrica referente ao cálculo em questão e dos fatores de conversão:



$$\Rightarrow 1 = \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}}$$



$$\Rightarrow 1 = \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}}$$



$$\Rightarrow 1 = \frac{65,5 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,5 \text{ g Zn}}$$



No tubo de ensaio preso com a garra, um pedaço de zinco reage com o ácido clorídrico aquoso formando cloreto de zinco (sal branco) e gás hidrogênio, coletado no tubo de ensaio.

Fotos: SPL/Stock Photos

#### 4º PASSO

Determinação da quantidade de matéria desejada, a partir do fator de conversão advindo da relação estequiométrica:

$$m(\text{Zn}) = 109,5 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{65,5 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \Rightarrow$$

(conversão de massa em mol)      (conversão de HCl em Zn)      (conversão de mol em g)

$$\Rightarrow m(\text{Zn}) = 98,25 \text{ g Zn}$$

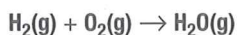


## Cálculo estequiométrico do volume de uma substância gasosa a partir da massa de outra substância

- 5 A reação entre os gases oxigênio e hidrogênio para formar água libera tanta energia que o hidrogênio pode ser utilizado como combustível. Quantos litros de gás hidrogênio, nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), serão necessários para formar 90 g de água?

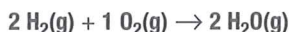
### 1º PASSO

Identificação da equação química: hidrogênio reage com oxigênio, dando origem à água:



### 2º PASSO

Balanceamento da equação química:



### 3º PASSO

Identificação da relação estequiométrica referente ao cálculo em questão e dos fatores de conversão, para os dados tabelados: volume molar dos gases (CNTP) = 22,7 L/mol;  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$ .

$$1 \text{ mol H}_2 = 22,7 \text{ L H}_2 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 1 = \frac{22,7 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,7 \text{ L H}_2}$$

$$2 \text{ mol H}_2 = 2 \text{ mol H}_2\text{O} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 1 = \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} = 18 \text{ g H}_2\text{O} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 1 = \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}}$$

### 4º PASSO

Determinação da quantidade de matéria desejada, a partir do fator de conversão advindo da relação estequiométrica:

$$V(\text{H}_2) = 90 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{22,7 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V(\text{H}_2) = 113,5 \text{ L H}_2$$

Você pode observar que partimos da massa de água (dado fornecido) e a convertimos em quantidade de matéria. A quantidade de matéria de água foi convertida em quantidade de matéria de hidrogênio. Por fim, convertimos a quantidade de matéria de hidrogênio em volume de hidrogênio, utilizando o fator obtido a partir do volume molar dos gases nas CNTP.

A produção de gás hidrogênio é um importante avanço tecnológico, que possibilitará no futuro a substituição de combustíveis fósseis por combustíveis menos agressivos ao ambiente.

Fotos: SPL/Stock Photos



Em vez da conhecida fumaça preta que os ônibus costumam liberar, este libera vapor de água, resultante da combinação do gás hidrogênio com o oxigênio.





## ■ Cálculos para não desperdiçar

Vamos agora relacionar os cálculos estequiométricos com a fabricação do sabão. O estearato de sódio ( $C_{17}H_{35}COONa$ ) é formado a partir da reação química entre a estearina [ $(C_{17}H_{35}COO)_3C_3H_5$ ] e o hidróxido de sódio (NaOH), obtendo-se também como produto a glicerina [ $C_3H_5(OH)_3$ ].

Calcule a massa de hidróxido de sódio necessária para reagir com 356 000 g de estearina. A seguir, considerando que o sabão é formado exclusivamente por estearato de sódio (que será representado por EstNa), calcule o número de barras de sabão de 200 g obtido.

Dados fornecidos:

$$m(\text{estearina}) = 356\,000\text{ g};$$

$$m(\text{sabão}) = 200\text{ g}$$

Dados tabelados:

$$M[(C_{17}H_{35}COO)_3C_3H_5] = 890,0\text{ g/mol};$$

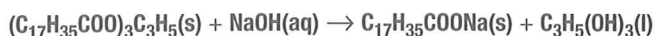
$$M(\text{NaOH}) = 40,0\text{ g/mol};$$

$$M(C_{17}H_{35}COONa) = 306,0\text{ g/mol}$$

Calcula-se, primeiro, qual é a massa de hidróxido de sódio necessária para reagir com 356 000 g de estearina, para depois determinar quantas barras de sabão de 200 g serão obtidas.

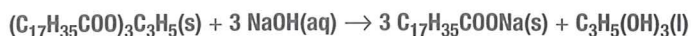
### 1º PASSO

Identificação da equação química:



### 2º PASSO

Balanceamento da equação química:



### 3º PASSO

Identificação da relação estequiométrica referente ao cálculo em questão:

$$3\text{ mol NaOH} = 1\text{ mol estearina} \Rightarrow 1 = \frac{3\text{ mol NaOH}}{1\text{ mol estearina}} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{1\text{ mol estearina}}{3\text{ mol NaOH}}$$

$$1\text{ mol estearina} = 3\text{ mol EstNa} \Rightarrow 1 = \frac{3\text{ mol EstNa}}{1\text{ mol estearina}} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{1\text{ mol estearina}}{3\text{ mol EstNa}}$$

$$1\text{ barra} = 200\text{ g EstNa} \Rightarrow 1 = \frac{1\text{ barra}}{200\text{ g EstNa}} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{200\text{ g EstNa}}{1\text{ barra}}$$

$$1\text{ mol estearina} = 890,0\text{ g} \Rightarrow 1 = \frac{1\text{ mol estearina}}{890,0\text{ g estearina}} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{890,0\text{ g estearina}}{1\text{ mol estearina}}$$

$$1\text{ mol NaOH} = 40,0\text{ g} \Rightarrow 1 = \frac{1\text{ mol NaOH}}{40,0\text{ g NaOH}} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{40,0\text{ g NaOH}}{1\text{ mol NaOH}}$$

$$1\text{ mol de EstNa} = 306,0\text{ g} \Rightarrow 1 = \frac{1\text{ mol EstNa}}{306,0\text{ g EstNa}} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{306,0\text{ g EstNa}}{1\text{ mol EstNa}}$$

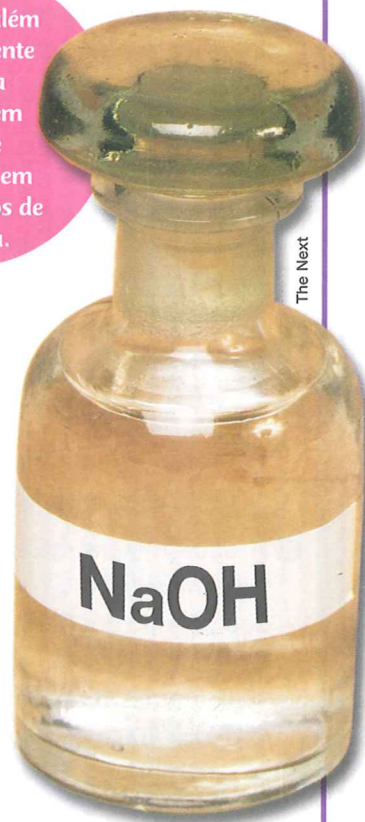
### 4º PASSO

Determinação da quantidade de matéria desejada, a partir do fator de conversão advindo da relação estequiométrica:

$$m(\text{NaOH}) = 356\,000\text{ g estearina} \times \frac{1\text{ mol estearina}}{890,0\text{ g estearina}} \times \frac{3\text{ mol NaOH}}{1\text{ mol estearina}} \times \frac{40\text{ g NaOH}}{1\text{ mol NaOH}} = 48\,000\text{ g NaOH}$$

$$N(\text{barra}) = 356\,000\text{ g estearina} \times \frac{1\text{ mol estearina}}{890,0\text{ g estearina}} \times \frac{3\text{ mol EstNa}}{1\text{ mol estearina}} \times \frac{306,0\text{ g EstNa}}{1\text{ mol EstNa}} \times \frac{1\text{ barra}}{200\text{ g EstNa}} = 1\,836\text{ barras}$$

O NaOH, além de ser largamente empregado na indústria, também é um reagente muito usado em laboratórios de Química.



The Next

Os exercícios resolvidos até aqui ilustram os principais tipos de problemas envolvendo cálculos estequiométricos. São esses cálculos que os químicos realizam para manter nas reações uma proporção correta dos reagentes.





## EXERCÍCIOS

Para responder às questões, caso necessário, consulte os dados de massa atômica na tabela periódica no final do livro.

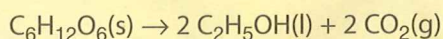
- 1 Qual a importância do cálculo estequiométrico nos processos químicos?
- 2 O que são os índices e coeficientes de uma equação química?
- 3 Qual a quantidade de matéria de gás oxigênio ( $O_2$ ) que será produzida a partir de 8 mol de bauxita ( $Al_2O_3$ ) no processo de obtenção do alumínio metálico, sendo dada a equação não balanceada  $Al_2O_3(s) \rightarrow Al(s) + O_2(g)$ ?

- 4 O gás metano ( $CH_4$ ) pode ser obtido nos tratamentos de esgoto, por meio de processos biológicos ocorridos nos biodigestores, e ser aproveitado como combustível. Esse gás, ao reagir com oxigênio ( $O_2$ ), formará gás carbônico ( $CO_2$ ) e água ( $H_2O$ ). Com base nos valores de massa atômica da tabela periódica, faça o que se pede.

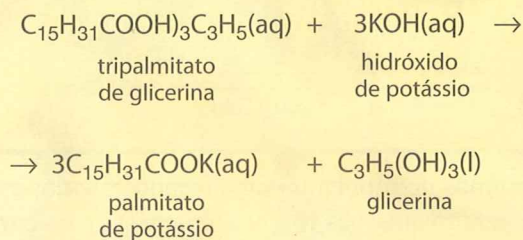
a) Monte e balanceie a equação.

b) Calcule quantas moléculas de gás carbônico são liberadas a partir de 13 kg de gás metano.

- 5 A água mineral gaseificada pode ser fabricada pela introdução de gás carbônico ( $CO_2$ ) na água, sob pressão um pouco superior a 1 atm. De acordo com a equação química abaixo, calcule, em quilogramas, a massa de glicose necessária para produzir 100 mol de gás carbônico.



- 6 Os sabões foram descobertos na Antiguidade e, desde então, vêm sendo utilizados para eliminar sujeiras e gorduras. A equação abaixo descreve a reação de formação de um típico constituinte de sabão:

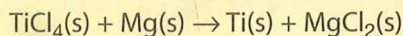


a) Calcule a massa de palmitato de potássio produzida a partir de 500 g do óleo tripalmitato de glicerina.

b) Determine quantas moléculas de glicerina são obtidas quando reagem 5 mol de hidróxido de potássio.

c) Quantos mols de tripalmitato de glicerina são necessários para reagir com 112 g de hidróxido de potássio?

- 7 O titânio (Ti) é considerado o metal do futuro. Na construção de aviões supersônicos, é o metal que oferece as maiores vantagens, por causa da sua elevada temperatura de fusão ( $1670^\circ C$ ), visto que o atrito do ar contra as paredes metálicas tende a elevar a temperatura de todo o corpo da aeronave. A obtenção do metal pode ser representada pela equação não balanceada:



a) Calcule a massa de titânio obtida a partir de 800 g de cloreto de titânio ( $TiCl_4$ ).

b) Qual a quantidade de matéria de magnésio (Mg) necessária para produzir 191,6 g de titânio (Ti)?

c) Quantos átomos de magnésio (Mg) são consumidos por 380 g de cloreto de titânio ( $TiCl_4$ )?

- 8 Em uma siderúrgica, a reação global para obtenção de ferro ocorre em um alto-forno a partir de óxido de ferro III ( $Fe_2O_3$ ) com carvão (C), formando ferro (Fe) e gás carbônico ( $CO_2$ ). Calcule:

a) a massa de óxido de ferro III ( $Fe_2O_3$ ) que ao reagir com carvão (C) produz 660 kg de dióxido de carbono ( $CO_2$ );

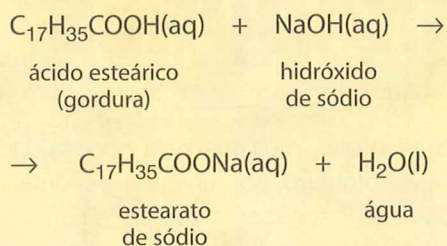
b) a quantidade de ferro, em quilogramas, obtida a partir de 2 toneladas de hematita ( $Fe_2O_3$ );

c) a massa de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) liberada na produção de 1 mol de ferro.

- 9 Um grupo de alunos resolveu fabricar sabão na intenção de comercializá-lo. Como teste, utilizaram 1 612 g de gordura animal e 240 g de hidróxido de sódio. Eles sabiam que os reagentes deveriam ser misturados em proporções corretas, caso contrário a qualidade do produto seria comprometida.

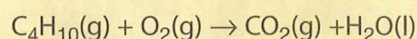


De acordo com os dados da equação a seguir, responda:



- a) Quantos gramas de sabão serão produzidos a partir da massa de gordura utilizada pelos alunos?
- b) Para produzir 1 tonelada de sabão, quanto será consumido de cada reagente?
- c) Na equação dada, que quantidade de matéria de NaOH será necessária para produzir 18 mol de água?
- 10 O sabão de coco é um produto de grande aceitação nas lavanderias, por possuir um poder de limpeza excelente e não agredir os tecidos mais finos. Um dos componentes do sabão de coco é o laureato de sódio, que pode ser obtido pela seguinte equação simplificada:
- $$\begin{array}{l} \text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COOH}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \\ \rightarrow \text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COONa}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \end{array}$$
- Suponha que uma indústria produz 580 kg de sabão por dia.
- a) Que quantidade de matéria de laureato de sódio  $[\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COONa}]$  será produzida em 30 dias?
- b) Qual a massa de ácido láurico  $[\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COOH}]$  consumida diariamente?
- c) Qual a massa de hidróxido de sódio (NaOH) consumida em 30 dias de produção?
- 11 Outro produto de cultura milenar, como o sabão, é o vinagre. Para sua fabricação basta deixar o vinho azedar. Na reação abaixo, o etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ), substância encontrada no vinho, reage com o gás oxigênio, produzindo o ácido acético ( $\text{C}_2\text{H}_3\text{COOH}$ ), substância encontrada no vinagre e na água.
- a) Monte a equação da produção do ácido acético e verifique o seu balanceamento.
- b) Calcule a massa de ácido acético, quando se fermentam 500 g de etanol.

- 12 A reação de combustão de um dos componentes do gás de cozinha, o gás butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ), pode ser representada pela seguinte equação química não balanceada:



Sabendo que o volume molar de um gás ideal nas CNTP é 22,71 L/mol, julgue os itens que se seguem, marcando **C** para os corretos e **E** para os errados.

- (1) De acordo com a Lei das Proporções Definidas, dobrando-se as massas dos gases butano e oxigênio, as massas de gás carbônico e de água aumentarão 3 vezes.
- (2) São necessários 13 mol de gás oxigênio para reagir com 2 mol de gás butano.
- (3) A queima de 58 g de gás butano produzirá 90 g de água.
- (4) Nas CNTP, para produzir 45,42 L de gás carbônico são necessários 116 g de gás butano.
- (5) Quando são queimados 232,0 g de gás butano, são utilizados 98,6 L de gás oxigênio nas CNTP.
- 13 Mais de 10 000 anos é o tempo gasto para se decompor o vidro. Para cada tonelada de vidro reciclado, economiza-se 1,2 tonelada de matéria-prima. Para sua produção, a barrilha ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) é aquecida com calcário ( $\text{CaCO}_3$ ) e areia ( $\text{SiO}_2$ ). É barato porque há abundância dessas três matérias-primas. Podemos considerar a reação a seguir como representativa do processo de fabricação do vidro:
- $$\begin{array}{l} \text{SiO}_2(\text{s}) + \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightarrow \\ \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot \text{SiO}_2(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \end{array}$$
- Dada a equação não balanceada, responda:
- a) Para a produção de uma tonelada de vidro, quantos mol, aproximadamente, economizaremos de areia, carbonato de cálcio e barrilha?
- b) Qual é o volume de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) produzido nas CNTP quando se consome 1 tonelada de barrilha nesse processo?
- c) Por que há maior consumo de refrigerantes ou cervejas em latas de alumínio do que em garrafas?
- d) Já que o consumo de latas é maior do que o de vidros, por que é mais caro o refrigerante em lata?



# COSMÉTICOS ENGANADORES

Prof. Dr. Renato Sabbatini

A imprensa mundial nesta semana deu grande destaque a pesquisas que demonstram que a maior parte dos produtos de beleza, como cremes e loções para a pele e os cabelos, contém alegações infundadas sobre seus efeitos benéficos. Em outras palavras: apesar de misturarem vitaminas, algas, extratos de embrião, ácidos, etc. aos constituintes básicos dos seus produtos, não existem evidências científicas de que realmente funcionem. Os produtos são caríssimos, aliás, e voltados essencialmente ao público feminino, que costuma não medir sacrifícios para os comprar avidamente. [...].

O que contém um creme hidratante para a pele? Com pouquíssimas variações contém um ingrediente básico, a lanolina, que foi introduzido no mercado de massa de produtos cosméticos na década de 1930. A lanolina tem esse nome pois foi extraída quimicamente pela primeira vez dos pêlos da lã de carneiro, conferindo aos mesmos a maciez característica. É uma mistura de ácidos graxos (gorduras) e seus ésteres, sintetizada pelas glândulas foliculares da pele, e que tem propriedades hidrofílicas, ou seja, liga-se com a água, o que lhe confere o poder hidratante, além do amaciante. A lanolina é obtida como um subproduto da limpeza da lã bruta, através da limpeza com sabão, sendo em seguida refinada, desodorizada, decolorada e secada.

Como produto de beleza, a lanolina no início era um produto caro, exclusivo, adorado pelas mulheres pelas propriedades que realmente tem de tornar a pele menos áspera e com melhor aparência. Ela é rapidamente absorvida pela pele, por isso é usada para transportar substâncias que se deseja que sejam absorvidas também. Por isso, é o excipiente mais usado em pomadas de uso farmacêutico. [...]


O problema é que, movidos pela necessidade de ganhar mais dinheiro por unidade vendida, e criar novidades que instigassem sempre a consumidora feminina a continuar comprando, os fabricantes começaram a colocar muitos outros componentes, como vitaminas, em doses minúsculas e em formas inativas, na maior parte das vezes. Se a leitora soubesse quantos cremes de alto preço possuem substâncias desse tipo, em concentrações de 0,1 a 0,5%, muito abaixo da sua dose efetiva, certamente não iria gastar seu suado dinheirinho neles. A moda agora é colocar vitaminas C e E, que pertencem ao grupo das hidrossolúveis e antioxidantes, mas cujos efeitos por absorção cutânea não estão documentados cientificamente de forma irrefutável.

As fórmulas de alguns cremes são positivamente bizarras, para não dizer esotéricas. O Creme de la Mer, que foi criado pelo cientista da Nasa Max Huber, que sofria de queimaduras químicas atroz, é um exemplo. Recentemente, a prestigiosa empresa americana Estée Lauder comprou a fórmula, depois que Huber morreu. O creme é baseado em uma mistura secreta de vitaminas, minerais e certas algas marítimas colhidas de acordo com o ciclo lunar. A preparação envolve fermentação durante meses, ao som de borbulhas gravadas em fermentações anteriores, e com pulsos periódicos de luz, para “energizar” o creme (não estou brincando...). Além disso, à receita original foram adicionados malaquita, que, de acordo com uma “cientista” da La Mer, “atrai a energia do Sol” (seja lá o que isso significa...), pedaços de prata e de ouro, para “dar propriedades antibacterianas e, pelo fato dos metais absorverem a luz e transferi-la para o creme, para torná-lo ainda mais potente”.



A lanolina, substância comum em produtos de beleza, é extraída da oleosidade natural da lã de carneiro.





Seria ridículo, se o creme não custasse 150 dólares cada pote de 57 miligramas e não fosse comprado por mulheres do mundo todo, que nesse momento conseguem perder toda a racionalidade em troca de um efeito duvidoso. A lanolina continua sendo parte do creme e é muito provavelmente ela que confere o efeito, igualzinho ao humilde e baratinho creme comum, mas que a credulidade dos compradores pensa ser diferente...

Mais problemático ainda é o fato de que muitos dermatologistas e cosmetólogos recomendam e revendem esse creme em seus consultórios, a preços remarcados muito acima da tabela. Uma excelente fonte de renda para todos, sem dúvida. Mas, assim como os florais de Bach e outras enganações da medicina alternativa, deveria ser examinado mais cuidadosamente pela Agência de Vigilância Sanitária, que o aprova sem maiores contestações à sua validade científica.

(Notícia extraída do jornal *Correio Popular*, Campinas, 18 ago. 2000.)

Diante da infinidade de produtos e tratamentos de beleza, como saber quais são eficientes?



## PENSE, DEBATA E ENTENDA

- 1 Quais são os principais problemas relacionados aos cosméticos apontados pelo autor da reportagem?
- 2 Por que a simples presença de uma substância em um produto não garante que ela atue eficientemente no organismo?
- 3 Quais são os critérios que devem ser considerados na seleção de cosméticos?
- 4 Esses critérios são confiáveis? Por quê?



## RENDIMENTO DAS REAÇÕES: PREVISÕES DIFERENTES DAS TEÓRICAS

Normalmente, em laboratórios e indústrias, a quantidade de produtos formados é menor do que as previstas teoricamente pela estequiometria. Isso acontece por três motivos principais: primeiro, pela presença de impurezas nos reagentes; segundo, pelo fato de muitas reações serem reversíveis, ou seja, os produtos reagem entre si produzindo os reagentes originais; e, por último, pela possibilidade de reações paralelas que fornecem produtos diferentes dos desejados. Além disso, a ocorrência da reação depende de determinadas condições, como a temperatura, que podem variar durante o processo. Existem, ainda, dificuldades operacionais que acarretam perda de produtos.

Indústrias como a farmacêutica, a química e a de componentes eletrônicos trabalham com materiais de elevada pureza. Outras, como a siderúrgica (extração de metais) e as fábricas de sabão, não utilizam matéria-prima de elevada pureza. A indústria sempre procura um ponto de equilíbrio entre preço e rendimento da matéria-prima, sem comprometer a qualidade do produto final.

Para fazermos os cálculos químicos, precisamos saber que quantidade de produto será realmente formada. A isso chamamos de **rendimento real** (RR). Ele usualmente é expresso como uma porcentagem do rendimento teórico, conhecido como **rendimento percentual**.

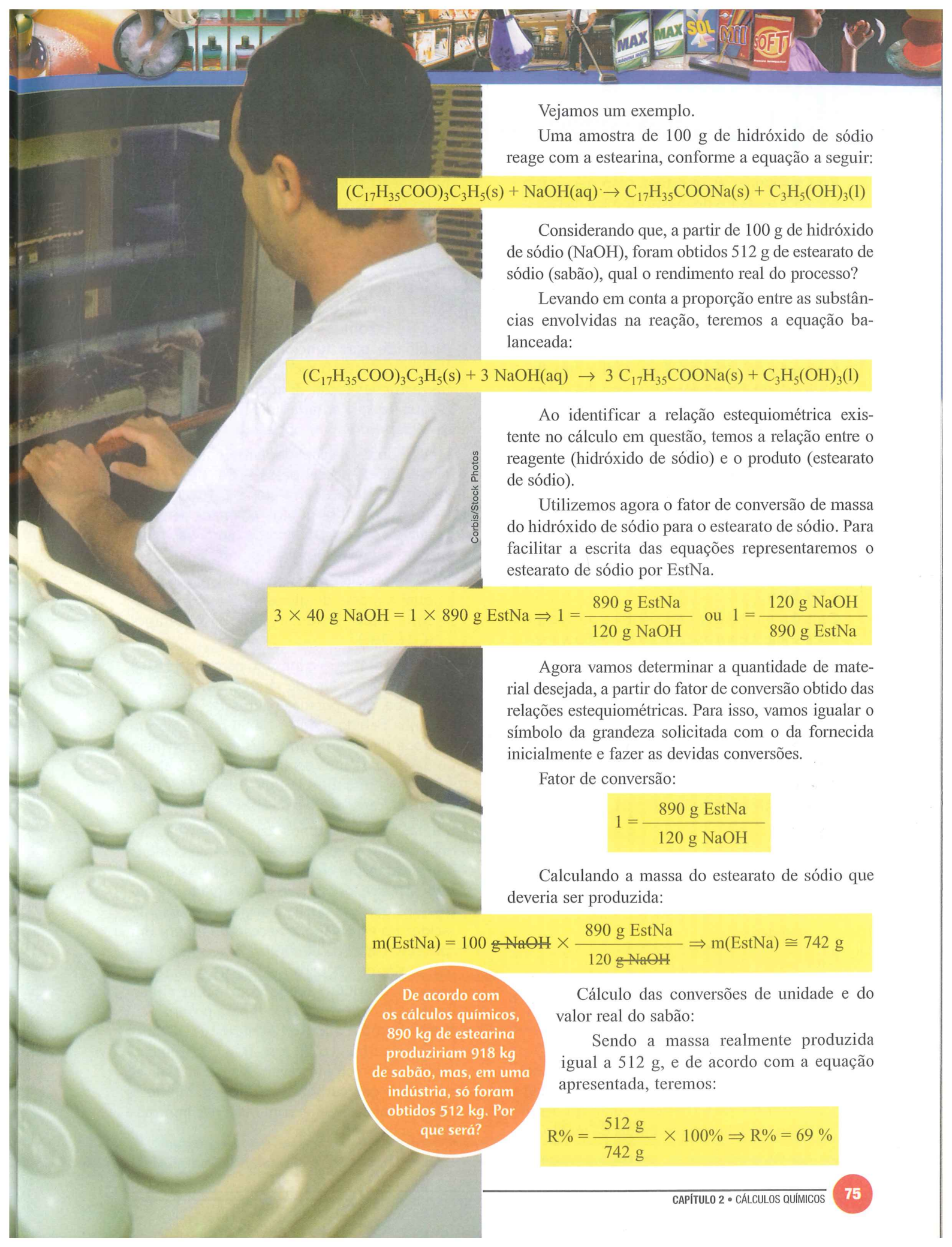
Chamamos **rendimento teórico** (RT) de uma reação a quantidade de um produto que seria obtida a partir de uma quantidade de reagente, se a reação fosse única e ocorresse completamente. O rendimento teórico fornece, por meio da estequiometria, a quantidade máxima de produtos que seria obtida se a reação fosse completa.

$$R\% = \frac{RR}{RT} \times 100\%$$

RR, em geral, corresponde à massa teoricamente prevista e RT à massa realmente produzida.

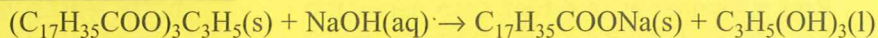
O químico é responsável por uma atividade importante na indústria: o controle de qualidade, que envolve medições para assegurar o rendimento das reações.





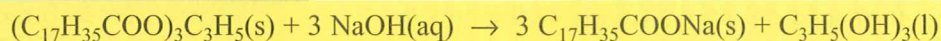
Vejamos um exemplo.

Uma amostra de 100 g de hidróxido de sódio reage com a estearina, conforme a equação a seguir:



Considerando que, a partir de 100 g de hidróxido de sódio (NaOH), foram obtidos 512 g de estearato de sódio (sabão), qual o rendimento real do processo?

Levando em conta a proporção entre as substâncias envolvidas na reação, teremos a equação balanceada:



Ao identificar a relação estequiométrica existente no cálculo em questão, temos a relação entre o reagente (hidróxido de sódio) e o produto (estearato de sódio).

Utilizemos agora o fator de conversão de massa do hidróxido de sódio para o estearato de sódio. Para facilitar a escrita das equações representaremos o estearato de sódio por EstNa.

$$3 \times 40 \text{ g NaOH} = 1 \times 890 \text{ g EstNa} \Rightarrow 1 = \frac{890 \text{ g EstNa}}{120 \text{ g NaOH}} \quad \text{ou} \quad 1 = \frac{120 \text{ g NaOH}}{890 \text{ g EstNa}}$$

Agora vamos determinar a quantidade de material desejada, a partir do fator de conversão obtido das relações estequiométricas. Para isso, vamos igualar o símbolo da grandeza solicitada com o da fornecida inicialmente e fazer as devidas conversões.

Fator de conversão:

$$1 = \frac{890 \text{ g EstNa}}{120 \text{ g NaOH}}$$

Calculando a massa do estearato de sódio que deveria ser produzida:

$$m(\text{EstNa}) = 100 \text{ g NaOH} \times \frac{890 \text{ g EstNa}}{120 \text{ g NaOH}} \Rightarrow m(\text{EstNa}) \cong 742 \text{ g}$$

De acordo com os cálculos químicos, 890 kg de estearina produziram 918 kg de sabão, mas, em uma indústria, só foram obtidos 512 kg. Por que será?

Cálculo das conversões de unidade e do valor real do sabão:

Sendo a massa realmente produzida igual a 512 g, e de acordo com a equação apresentada, teremos:

$$R\% = \frac{512 \text{ g}}{742 \text{ g}} \times 100\% \Rightarrow R\% = 69\%$$

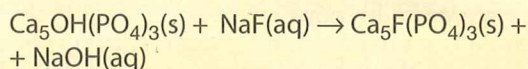




## EXERCÍCIOS

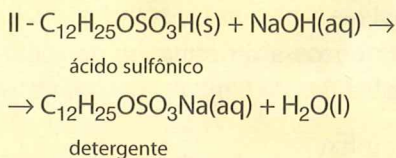
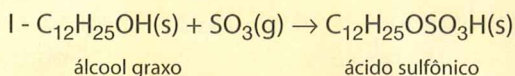
Para responder as questões, caso necessário, consulte os dados de massa atômica na tabela periódica no final do livro.

- 1 Por que em uma reação química o rendimento não é igual ao teoricamente previsto?
- 2 A cárie é um processo de desmineralização localizada no esmalte do dente e, em geral, também na dentina, que culmina com a formação de uma cavidade. O fluoreto de sódio (NaF) libera íons fluoreto ( $F^-$ ), que atuam na prevenção da cárie dentária, porque têm a propriedade de substituir os grupos hidróxido ( $OH^-$ ) do principal constituinte do esmalte dos dentes, a hidroxiapatita [ $Ca_5OH(PO_4)_3$ ], formando a fluorapatita [ $Ca_5F(PO_4)_3$ ], que é bem mais resistente ao ataque de ácidos e bactérias, conforme a equação balanceada a seguir:



Considerando que, a partir de 84 g de fluoreto de sódio, foram obtidos 252 g de fluorapatita, qual o rendimento real do processo?

- 3 O sabão, um dos principais produtos usados para limpeza, vem sendo substituído por detergentes, pois estes são mais eficientes na remoção da sujeira. Uma reação simplificada de obtenção de detergente é exemplificada abaixo:



Dados:

$$M(C_{12}H_{25}OH) = 186 \text{ g/mol};$$

$$M(C_{12}H_{25}OSO_3H) = 249 \text{ g/mol};$$

$$M(C_{12}H_{25}OSO_3Na) = 272 \text{ g/mol};$$

$$M(NaOH) = 40 \text{ g/mol}.$$

- a) Na reação I, sabendo que 744 kg de álcool graxo reagem com trióxido de enxofre ( $SO_3$ ), produzindo 960 kg de ácido sulfônico, determine o rendimento percentual da reação.

- b) Na reação II, considerando que o rendimento percentual é de 82,5%, qual a massa de hidróxido de sódio (NaOH) necessária para se obterem 2 toneladas de detergente?

- 4 "Tarde demais! O papo, que estava bom após o primeiro copo, fica difícil após 4 doses. Isso acontece porque o cérebro tem dificuldade para funcionar. Essa quantidade afronta não só o raciocínio como também as restrições sociais. É quando o tímido consegue passar cantadas impensáveis quando está sóbrio."

*Superinteressante*, n.º 2, fev. 2000.

Para se obter o álcool por fermentação, a partir da cana-de-açúcar, passa-se por alguns processos, sendo a última etapa,  $C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow C_2H_5OH(aq) + CO_2(g)$ , chamada fermentação alcoólica. De acordo com as informações acima responda:

- a) Se o rendimento percentual é de 96%, qual a massa de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) necessária para produzir 700 g de etanol ( $C_2H_5OH$ )?
  - b) Pela lei brasileira, o máximo permitido é 0,6 g de álcool por litro de sangue. Será que uma pessoa que possua 5 litros de sangue e tenha bebido 3 doses de 50 mL de uísque pode dirigir um carro? Justifique por meio de cálculos, considerando que todo o álcool foi para o sangue. Dados: 1 dose de uísque possui cerca de 20 g de álcool.
- 5 Muitas vezes sentimos azia (queimação no estômago), ou seja, excesso de ácido clorídrico causado por alguma disfunção na digestão, estresse, ou consumo exagerado de alimentos gordurosos. Para aliviar o excesso de acidez no estômago, é necessário ingerir um produto capaz de neutralizar o ácido, chamado antiácido. O carbonato ácido de sódio aquoso ( $NaHCO_3$ ) reage com ácido cítrico aquoso [ $COH(CH_2)_2(COOH)$ ] para produzir citrato de sódio aquoso [ $COH(CH_2)_2(COONa)_3$ ] e ácido carbônico aquoso ( $H_2CO_3$ ). Como o ácido carbônico é instável, a formação estável é com o gás carbônico e a água. Monte a reação balanceada e, com base nas informações acima, responda:

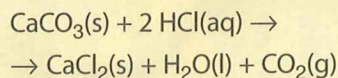


a) Sabendo que 5 kg de bicarbonato de sódio reagem com ácido cítrico para produzir 2559,5 g de citrato de sódio, determine o rendimento percentual da reação.

b) Por que duas substâncias com ácido no nome são utilizadas para combater acidez no estômago, visto que o interior desse órgão já é hiperácido?

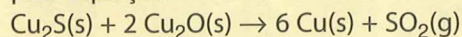
c) Calcule o volume de gás carbônico produzido, na CNTP, quando reagem 4 mg de carbonato ácido de sódio.

- 6 Um zelador usa ácido muriático (ácido clorídrico) regularmente para fazer limpeza do piso de mármore do prédio em que trabalha. Sabe-se que o ácido ataca o mármore (formado basicamente por  $\text{CaCO}_3$ ), liberando gás carbônico, de acordo com a equação:



Qual o volume de gás carbônico formado, nas CNTP, quando ocorre reação de 50 g de mármore?

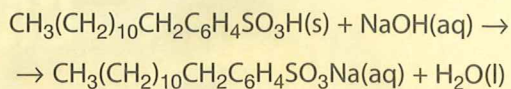
- 7 O cobre é um metal encontrado na natureza em diferentes minerais. Um processo de obtenção desse metal pode ser apresentado pela equação:



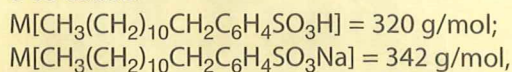
Supondo que o processo apresente rendimento de 60%, qual a massa de cobre obtida a partir 100 g de  $\text{CuS}(\text{s})$ ?

- 8 No processo de obtenção do detergente dodecilbenzeno sulfonato de sódio

$[\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_4\text{SO}_3\text{Na}]$ , o rendimento percentual é de 98%. De acordo com a reação:

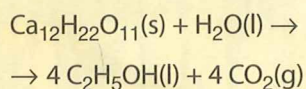


e os dados:



qual é a massa do ácido sulfônico  $[\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_4\text{SO}_3\text{H}]$  necessária para produzir 1 400 kg de detergente?

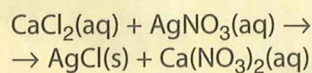
- 9 Existem loções faciais adstringentes que limpam e tonificam a pele, pois penetram profundamente nos poros, removendo o excesso de oleosidade e traços de impurezas. Um dos componentes dessas loções é o etanol. Este pode ser obtido de acordo com a equação abaixo:



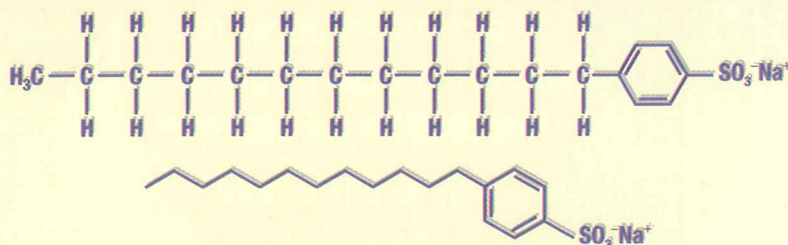
Admitindo-se que essa reação tenha rendimento total (100%) e que o etanol produzido seja puro (anidro), qual a massa de açúcar ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) necessária para produzir 100 L de etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ )?

Dado:  $d_{\text{álcool}} = 0,8 \text{ g/cm}^3$ .

- 10 Ao reagirmos cloreto de cálcio ( $\text{CaCl}_2$ ) com nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) obtemos um precipitado branco — cloreto de prata ( $\text{AgCl}$ ). Sabendo-se que essa reação apresenta um rendimento de 90%, calcule a massa do precipitado formado a partir de 22,2 g de cloreto de cálcio, conforme a equação não balanceada abaixo:



### Fórmula do dodecilbenzeno sulfonato de sódio







**CAPÍTULO 3**

**MATERIAIS:  
CLASSIFICAÇÃO,  
CONCENTRAÇÃO  
E COMPOSIÇÃO**

**COMO  
USAR OS PRODUTOS  
QUÍMICOS CORRETAMENTE?  
COMO OS PRODUTOS DE  
LIMPEZA DILUEM A SUJEIRA E  
NOS AJUDAM NA HIGIENE?  
EXISTE ÉTICA PARA  
A BELEZA?**









## Tem em foco


Getty Images

### CUIDADOS COM OS PRODUTOS QUÍMICOS DOMÉSTICOS

Uma pesquisa publicada no jornal *Diário do Nordeste* (de 29 dez. 2001) revela um fato assustador: 47% das emergências por intoxicação são causadas por produtos agrícolas ou domésticos. Esses resultados foram obtidos por uma empresa de planejamento, assessoria e informação em toxicologia, sediada em Campinas (SP), que se baseou em 6 297 casos de emergências toxicológicas registrados no período de 1998 a 2000. Segundo esse estudo, 36% das intoxicações foram causadas por praguicidas. Cerca de 20% das vítimas eram crianças na faixa de 1 a 5 anos, atraídas pelos coloridos rótulos dos produtos de limpeza. Mas a faixa etária mais atingida — pasmem! — é a que está entre os 21 e 35 anos, com 25,6% dos casos.


Dentre os erros banais que provocam esses acidentes, muitos deles de graves consequências, estão a falta de um lugar adequado para guardar remédios e outros produtos químicos (que acabam ficando ao alcance das crianças), o uso de recipientes de alimentos e bebidas para acondicionar detergentes e desinfetantes ou simplesmente o emprego inadequado do produto. Por exemplo, um produto de limpeza que deveria ser diluído, se usado em sua forma concentrada, pode causar fortes reações alérgicas.

Não  
deixe produtos  
químicos ao alcance  
de crianças. Muitos  
acidentes com elas  
acontecem pela falta de lugar  
adequado para guardar  
remédios e outros  
produtos  
químicos.



Corbis/Stock Photos





A utilização de equipamentos de proteção individual (EPI) é obrigatória quando se lida com substâncias e materiais potencialmente tóxicos, até mesmo em casa.


SPL/Stock Photos

Um dos cuidados básicos para prevenir a intoxicação é ler as instruções constantes nas embalagens e segui-las corretamente. Deve-se respeitar, rigorosamente, a quantidade a ser usada e a forma de diluição indicada no rótulo. Recomenda-se o uso de luvas de borracha, principalmente se o consumidor apresentar um histórico de alergia. No caso de produtos de limpeza voláteis ou que apresentem odores muito fortes, o uso de máscara é obrigatório. Outra recomendação é não fazer combinações cujo efeito se desconheça, ou seja, não se deve misturar o produto "A" com o "B" acreditando que se conseguirá uma limpeza mais eficaz, pois essa mistura poderá ser prejudicial à saúde.

Se uma pessoa se sente mal após a exposição a um produto, a recomendação é não perder tempo e procurar logo um médico. Antes, porém, podem ser tomadas algumas medidas de emergência, como lavar a pele com água e os

olhos com soro fisiológico e, se houve ingestão, não provocar vômito, nem tampouco dar água ou qualquer outra substância sem orientação médica, pois um erro de procedimento nesse momento pode agravar a situação. Nesse último caso, o melhor mesmo é ligar para o serviço de toxicologia da sua cidade. Existem vários serviços telefônicos que funcionam 24 horas por dia prestando esclarecimentos de emergência: procure ter esses números na sua agenda, eles são tão importantes quanto os telefones da polícia e dos bombeiros. Você já sabe qual é o número? Se não, descubra.

Quanto ao uso de inseticidas domésticos, é preciso cuidado dobrado. Crianças e animais domésticos devem ser retirados de casa durante a aplicação. O local deve ser bem ventilado e as pessoas devem aguardar um tempo antes de retornar ao ambiente. Todos os utensílios de cozinha deverão ser lavados, antes de ser usados. Todo cuidado deverá ser tomado para que as crianças não levem à boca nem tenham contato com materiais que possam estar com resíduos dos produtos aplicados.



Muitos atendimentos de emergência poderiam ser evitados se houvesse mais cuidado com os produtos químicos domésticos.





Várias tinturas para cabelo contêm chumbo, amônia e outras substâncias tóxicas. Pessoas sensíveis podem ter sérias reações alérgicas. A longo prazo, o chumbo acumulado no organismo pode provocar lesões neurológicas, estomacais e até osteoporose.

Photodisc

Cuidado com certos tipos de maquiagem.

O rímel, por exemplo, pode conter mercúrio, metal pesado capaz de se acumular no organismo e, a longo prazo, provocar lesões neurológicas, problemas de visão, de audição e até de coordenação motora. Observe a composição química do produto.

Mas os produtos de limpeza e os inseticidas não são os únicos vilões dessa história. Os produtos de beleza também já levaram muita gente para o pronto-socorro. Os mais perigosos são as tinturas, que podem provocar reações alérgicas imediatas ou danos a longo prazo.

Para evitar intoxicações, a recomendação é sempre fazer um teste cutâneo antes de usar o

produto. Deve-se passar um pouquinho do produto na pele e esperar alguns minutos. Se houver vermelhidão ou ardência no local, não se deve usá-lo. O ideal é tingir o cabelo com um profissional especializado, em um salão. Ele deverá usar luvas, máscara e manter o ambiente bem arejado.

É necessário cuidado também com as maquiagens. Para evitar problemas, o ideal é não usar cosméticos todos os dias, fazer uma boa limpeza cutânea antes de dormir, comprar cosméticos que passam por inspeções mais rigorosas e não deixar de ler o rótulo, para saber o modo correto de usar o produto e as possíveis reações.




## PENSE, DEBATA E ENTENDA

- 1 Estamos cercados de produtos químicos. Será que todos eles são realmente necessários? Na sua opinião quais não seriam?
- 2 Em sua casa, investigue os produtos químicos que possuem algum grau de toxidez, lendo os rótulos e anotando as informações no seu caderno, em uma tabela como a representada abaixo.

Produto	Local armazenado em sua casa	Ingredientes ativos	Instruções sobre cuidados com o produto	Efeitos que o produto pode causar	Classificação quanto à toxidez (irritante, corrosivo, inflamável etc.)

- 3 Telas nas janelas e tampas nos ralos e nas saídas de esgoto podem substituir o uso de inseticidas dentro de casa?
- 4 Os produtos de limpeza da sua casa estão guardados em que lugar? Por quê?
- 5 Que cuidados devem ser tomados, em casa, para evitar possíveis intoxicações por produtos químicos?
- 6 Em caso de intoxicação por produtos químicos, que procedimentos devem ser adotados? Para onde se deve ligar em sua cidade? Qual o número de telefone?
- 7 Na sua opinião, por que as pessoas na faixa de 21 a 35 anos são as que mais se intoxicam?





Todos  
esses produtos  
apresentam  
substâncias  
dispersas em  
outras.

## SOLUÇÕES, COLÓIDES E AGREGADOS



Você sabe o que são produtos domissanitários?

Os produtos domissanitários são aqueles que usamos diariamente na limpeza doméstica. De modo geral, são conhecidos pela marca ou nome fantasia, mas comercialmente são chamados pelos mais diversos nomes: lustra-móveis, limpa-pisos, limpa-vidros etc. Eles ajudam a melhorar a aparência do ambiente doméstico e dos locais de trabalho.

Como você pode ver na imagem acima, os produtos químicos que usamos diariamente são constituídos por diversas substâncias. São elas as responsáveis por certas propriedades químicas e físicas — como cor, textura, cheiro, estabilidade, sabor etc. — que conferem aos produtos sua forma de apresentação: solução, emulsão, gel, creme, aerossol, loção e suspensão.



Como você classificaria estes materiais quanto à aparência, à natureza e à proporção de substâncias em sua composição? Será que a classificação do perfume e do creme hidratante será a mesma?

Quanto à aparência, podemos classificá-los em:

**Material homogêneo** – aquele que apresenta aspecto uniforme em toda a sua extensão.

**Material heterogêneo** – o que não apresenta aspecto uniforme em toda a sua extensão.

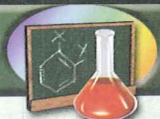


A classificação de um material em homogêneo ou heterogêneo depende do instrumento utilizado pelo observador e de seu método de observação. Um material normalmente classificado como homogêneo, por exemplo, o leite, pode ser eventualmente classificado como heterogêneo.

A percepção da uniformidade dos materiais dependerá do instrumento óptico a ser utilizado. Assim, um material homogêneo a olho nu pode ser considerado heterogêneo se for observado, por exemplo, em um microscópio. A uniformidade está relacionada ao fato de um material ser constituído por uma mistura de diversas substâncias, em que geralmente uma substância está dispersa no meio de outra, ou um material está disperso em outro material. Conforme o tamanho das partículas da substância ou do material que está disperso, a sua aparência poderá apresentar-se homogênea ou heterogênea.

A verificação de que em um material existem partículas de tamanhos diminutos dispersas pode ser feita por meio da observação de um fenômeno luminoso que é demonstrado no experimento a seguir.

A olho nu o leite é um material homogêneo, mas nele existem diversas partículas que podem ser observadas com instrumentos ópticos de alta precisão. Esta é uma imagem de cristais de lactose (açúcar presente no leite) obtida através de microscópio com luz polarizada.



## Química na escola

### QUE ACONTECE COM A LUZ AO ATRAVESSAR MATERIAIS COM PARTÍCULAS DISPERSAS?

Para observar o tamanho das partículas dispersas em um material, você poderá realizar este experimento em sua sala de aula, no laboratório ou em sua casa, podendo ser desenvolvido também de forma demonstrativa pelo seu professor na própria sala de aula.

CONSULTE AS NORMAS DE SEGURANÇA NO LABORATÓRIO NA ÚLTIMA PÁGINA DESTA LIVRO.

#### Material

- 5 béqueres (ou copos transparentes)
- 4 colheres de café
- xampu
- cloreto de sódio (NaCl — sal de cozinha)
- areia
- álcool
- água destilada (ou filtrada)
- apontador laser (pode ser substituído por uma lanterna pequena, desde que o ambiente esteja devidamente escurecido)





É comum vermos em placas de advertência nas estradas a frase “Sob neblina use luz baixa”. Esse cuidado é necessário porque a neblina é um sistema coloidal e, por isso, sujeita ao efeito Tyndall. Se for utilizado farol alto, o feixe de luz irá se dispersar na frente do veículo, atrapalhando a visibilidade do motorista.

É possível perceber o trajeto da luz em um meio quando existem partículas que dispersam os raios luminosos. É o que conseguimos notar quando o feixe de luz atravessa o recipiente contendo água e xampu. Esse fenômeno, também percebido quando a luz dos faróis atravessa as gotículas de água da neblina, é chamado de **efeito Tyndall**. Esse efeito não ocorre com a água pura nem quando nela existem partículas pequenas, como íons e moléculas. Também podemos observar o efeito Tyndall quando a luz solar entra por frestas ou buracos da janela de um quarto escuro. Nesse caso, conseguimos ver, devido ao reflexo da luz, as pequenas partículas de poeira dispersas no ar.


Considerando o tamanho das partículas que estão dispersas em um material, ele poderá ser classificado como solução, colóide ou agregado, conforme o quadro ao lado.

#### CLASSIFICAÇÃO DE MATERIAL QUANTO AO TAMANHO DAS PARTÍCULAS QUE ESTÃO DISPERSAS

Material	Tamanho da partícula
Solução	menor que 1 nm
Colóide	de 1 a 1 000 nm
Agregado	maior que 1 000 nm

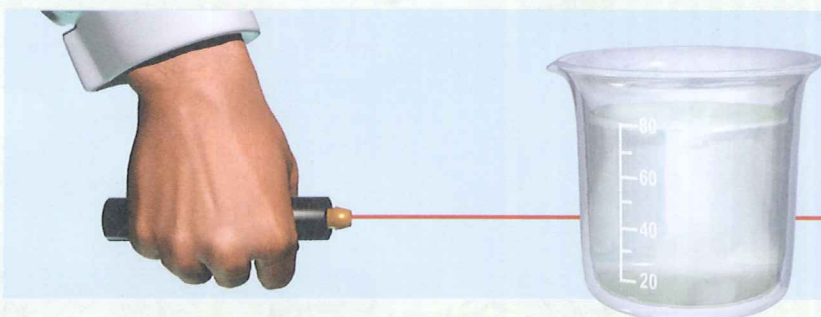
nm = nanômetro (1 nm =  $10^{-9}$  m)

#### Procedimento

- 1 Adicione água destilada até 1/3 do volume de cada béquer.
- 2  Ao segundo béquer, adicione uma colher de café de álcool. Agite bem.
- 3 Ao terceiro béquer, adicione uma colher de café de cloreto de sódio. Agite bem.
- 4 Ao quarto béquer, adicione uma colher de café de xampu. Agite bem.
- 5 Ao quinto béquer, adicione uma colher de café de areia. Agite bem.
- 6 Deixe em repouso por cerca de 10 minutos.
- 7 Observe os béqueres com as misturas, comparando-os com o primeiro, que contém apenas água.
- 8 Incida sobre cada béquer (na seqüência de 1 a 5) o feixe de luz do apontador *laser*. Observe o líquido perpendicularmente. **Cuidado:** não direcione a luz do apontador *laser* para o rosto das pessoas porque ela pode causar danos aos olhos.

#### Análise de dados

- 1 Qual a substância que você colocou em maior e em menor quantidade em cada béquer?
- 2 Observando a olho nu os materiais, o que é possível constatar ao incidir o feixe de luz em cada béquer?
- 3 Proponha uma explicação para as diferenças observadas a partir da passagem da luz nos diferentes materiais.



Posicione o apontador *laser* em relação ao recipiente com o líquido a ser testado. Teste cada material líquido e observe o comportamento do feixe de luz ao atravessar o material.



Os detergentes líquidos são materiais homogêneos, classificados como soluções.



A palavra **solução** pode significar a superação de uma dificuldade, conclusão de um assunto, resultado de um problema. Em Química você ouve muito essa palavra, mas geralmente com outro significado: solução é um tipo de material homogêneo.

Em uma solução, existe sempre pelo menos uma substância dispersa (dissolvida) em outra. A substância que está dispersa é chamada de **soluto**. A que dispersa, ou seja, que dissolve as outras, é chamada de **solvente**. O solvente é a substância que se apresenta em maior proporção no material.

Nas soluções, as minúsculas partículas do soluto estão uniformemente distribuídas no solvente. Nesse sentido, em tais materiais não é possível observar as partículas do soluto, mesmo com o auxílio de microscópios.

**Misturas** podem ser diferenciadas de soluções pelo fato de que, nas primeiras, as substâncias formam um material homogêneo em quaisquer proporções. Assim o ar é consi-

derado uma mistura gasosa e não uma solução. Da mesma forma, água e álcool formam misturas. Por sua vez, água e cloreto de sódio formam soluções, pois, dependendo da quantidade de sal, ele se precipita.

A olho nu, muitos materiais são classificados como homogêneos. Mas, quando eles são observados em um potente microscópio, é possível enxergar as partículas dispersas. Assim são os **colóides**. Tanto o meio de dispersão quanto a fase dispersa podem ser sólidos, líquidos ou gasosos. O termo colóide vem do grego *kólla e eídos* e foi introduzido, em 1861, pelo químico escocês Thomas Graham (1805-1869), para indicar características intermediárias entre os materiais homogêneos e os heterogêneos. Como exemplo de colóides podemos citar tintas (pigmentos e solvente), maionese (azeite, vinagre, gema de ovo),

xampus (surfactantes e aditivos), cremes de beleza (água, óleos e aditivos), gelatinas (colágeno e água), creme *chantilly* (ar e creme de leite), neblina (água e ar), fumaça (materiais particulados e ar), gomas (resina ou amido e água), sorvetes (gordura, aromatizantes e água),



O rubi é um exemplo de colóide sol sólido, em que a fase dispersa é o óxido crômico ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ), que está disperso em óxido de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). O chamado vidro rubi (vermelho) é constituído de ouro disperso no vidro.

Photodisc

CLASSIFICAÇÃO DOS COLÓIDES DE ACORDO COM AS FASES DISPERSA E DE DISPERSÃO*	Colóide	aerossol líquido	aerossol sólido	espuma
	Fase dispersa	líquido	sólido	gás
	Meio de dispersão	gás	gás	líquido
	Exemplos	neblina, desodorante	fumaça, poeira	espuma de sabão e de combate a incêndios

\* Extraído da revista Química Nova na Escola, nº 9, maio 1999, p. 10.



O leite e diversos de seus derivados são bons exemplos de colóides.

desodorantes *spray* (álcool, antitranspirante, gás propelente etc.), leite (gorduras e água), queijos (proteínas e água) e sangue (glóbulos, plaquetas e plasma sanguíneo).

Uma das propriedades dos colóides é provocar o efeito Tyndall, conforme verificamos no experimento anterior. O xampu adicionado à água naquele experimento formou pequenas micelas, que são partículas coloidais, as quais provocaram a dispersão da luz. Podemos dizer, portanto, que o colóide é constituído por partículas muito pequenas para serem vistas a olho nu, mas grandes o bastante para dispersarem a luz. Quimicamente, as partículas coloidais possuem tamanho entre 1 a 1 000 nanômetros.

O creme é uma emulsão de água em óleo. Na composição dos cremes e das loções são encontrados também agentes emulsificantes, substâncias que mantêm a emulsão estável. Se não fossem os emulsificantes, o óleo e a água se separariam, descaracterizando o produto.



Prensa Três



A maioria das tintas são colóides constituídos por pigmentos dispersos em solventes.

Fotos: Reprodução

Alguns colóides recebem denominações específicas, cujos termos são encontrados em muitos produtos químicos de uso doméstico. Essas denominações são derivadas da classificação dos colóides de acordo com as fases dispersas e de dispersão. A tabela a seguir apresenta exemplos de colóides usados em nosso dia-a-dia com a sua respectiva classificação.


A loção é uma emulsão de óleo disperso em água. Os óleos geralmente empregados nas loções e cremes são a lanolina, a vaselina, o de amêndoas, o de oliva e o de abacate.



espuma sólida	emulsão	emulsão sólida	sol	sol sólido
gás	líquido	líquido	sólido	sólido
sólido	líquido	sólido	líquido	sólido
isopor, poliuretano	leite, maionese, manteiga	margarina, opala, pérola	tinta, pasta de dente	vidro e plástico pigmentado
				

Photodisc





No granito, percebe-se claramente a existência de partículas que estão disseminadas na rocha.

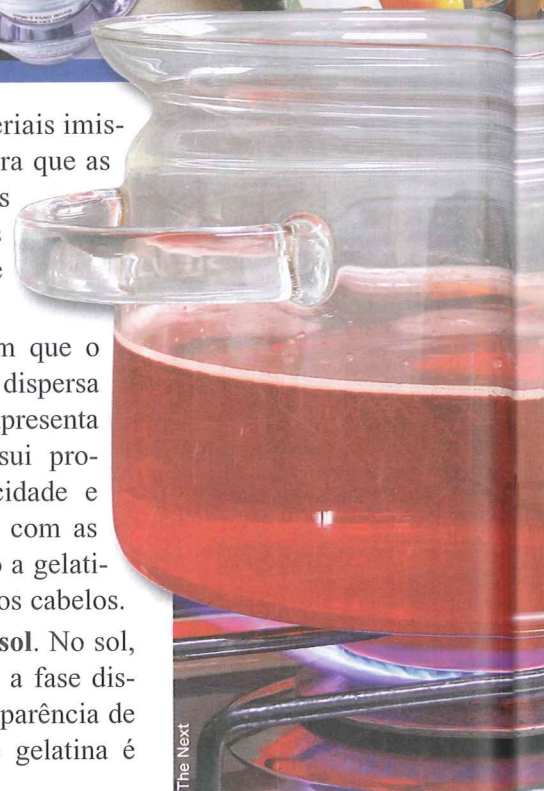
Reprodução



As **emulsões** são constituídas por materiais imiscíveis como, por exemplo, óleo e água. Para que as fases não se separem, são usados agentes emulsificantes, os quais são constituídos por moléculas com uma extremidade polar e outra apolar.

O **gel** é um tipo de colóide em que o meio de dispersão é sólido e a fase dispersa é um líquido. Além disso, ele apresenta uma característica especial: possui propriedades macroscópicas (elasticidade e manutenção da forma) parecidas com as dos sólidos. Exemplos típicos são a gelatina (sobremesa) e os géis usados nos cabelos.

Um colóide oposto ao gel é o **sol**. No sol, o meio de dispersão é um líquido e a fase dispersa é um sólido, e a mistura tem a aparência de um material líquido. Quando o pó de gelatina é aquecido em água forma um sol.



## ÁLCOOL GEL

Para a Química, a palavra **álcool** refere-se às substâncias que possuem um grupo hidroxila (OH) ligado a uma cadeia carbônica (R), ou seja, substâncias cujas fórmulas podem ser representadas por R—OH. Mas o álcool que compramos no supermercado é uma mistura de álcool etílico, ou etanol, água e aditivo(s), que lhe confere(m) um sabor desagradável. O álcool comercial é um produto muito útil, sendo utilizado como combustível, desinfetante e desengordurante. Porém, ele é extremamente perigoso. Muito inflamável, o álcool é responsável, no Brasil, por cerca de 150 000 queimaduras por ano, sendo que 45 000 das vítimas são crianças de 0 a 12 anos. Ele é responsável ainda por um grande número de intoxicações causadas por ingestão.


Para evitar esses problemas domésticos, a Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária) baixou uma resolução decretando que o álcool etílico para consumo doméstico deverá ser vendido na forma de gel. Esse gel é obtido pela adição de propilenoglicol ( $C_3H_8O_2$ ), que lhe confere alta viscosidade e diminui a sua volatilidade, reduzindo o risco e a intensidade das queimaduras. Além disso, para evitar ingestão, são adicionadas substâncias que lhe conferem um sabor amargo.



## EXERCÍCIOS

- 1 Como podemos identificar os diferentes componentes de uma mistura?
- 2 Em que consiste o efeito Tyndall e onde ele é mais evidente, num colóide ou numa suspensão?
- 3 O Sol emite luz branca, deixando o aspecto de céu azul. No entanto, durante o pôr-do-sol, apenas os raios vermelhos e alaranjados conseguem atravessar a atmosfera. O que a questão 2 e o pôr-do-sol têm em comum?
- 4 Qual é a diferença entre solução, colóide e agregado?
- 5 Identifique os materiais que normalmente utilizamos na nossa higiene pessoal e que podem ser classificados como homogêneos ou heterogêneos (colóides ou agregados).
- 6 Nos itens a seguir, classifique os materiais em solução, mistura gasosa, colóide ou agregado:
  - a) o ar atmosférico (partículas sólidas da poeira, substâncias gasosas);
  - b) a fumaça dos grandes centros urbanos de clima frio (impurezas da fumaça, pó natural, neblina úmida condensada);
  - c) loção de leite para limpeza de pele, em repouso;
  - d) suco de laranja natural (laranjas e água);
  - e) suco de laranja artificial (pó para suco e água).





Quando aquecido em água, o pó de gelatina forma um colóide denominado sol. Depois de resfriado na geladeira, forma um colóide denominado gel.

Os materiais heterogêneos podem se apresentar de duas formas: como agregados ou como colóides. Enquanto os colóides são materiais heterogêneos identificáveis apenas por meio de instrumentos ópticos de maior precisão, a heterogeneidade dos agregados pode ser constatada a olho nu. Neles, as partículas que formam o material são maiores do que nos colóides e podem ser separadas por filtração, dependendo da interação entre as partículas.

Agregados com sólidos dispersos em líquidos ou gases são chamados de **suspensão**. Neles, a fase sólida tende a sedimentar quando o sistema fica em repouso. Antibióticos são exemplos de suspensão.



A preparação de muitos antibióticos é um exemplo típico de suspensão. Antes de tomar medicamentos na forma de suspensão, não se esqueça de agita-los bem, pois nas suspensões o material particulado geralmente decanta no fundo do frasco.

- 7 Em uma solução, o que é denominado soluto e o que é solvente?
- 8 Em relação aos materiais coloidais, julgue os itens, marcando **C** para os corretos e **E** para os errados.
  - (1) Gel é uma dispersão coloidal na qual o meio de dispersão é sólido e o disperso é líquido.
  - (2) Os colóides são facilmente perceptíveis a olho nu.
  - (3) Sol é uma dispersão coloidal na qual o meio de dispersão e o disperso são líquidos.
  - (4) O efeito Tyndall pode ser utilizado para identificação de sistemas coloidais.
- 9 A gelatina, tanto dissolvida na água após o seu aquecimento como resfriada, e a maionese são consideradas colóides ou soluções? Qual é o meio de dispersão e o disperso em cada caso?
- 10 Produtos como o *chantilly* e o sorvete são vendidos em potes de plástico ou, no caso do *chantilly*, na forma de *spray*. E trazem, indicado na embalagem, o volume, em vez da massa. Responda aos itens utilizando os seus conhecimentos e as fotos a seguir.
  - a) Como poderiam ser classificados esses dois materiais coloidais?
  - b) Por que eles são vendidos em volume e não em massa?
- 11 Quando se coloca óleo no vinagre, obtém-se uma mistura heterogênea. No entanto, se misturarmos o óleo e o vinagre com as gemas de ovos, sob agitação constante, forma-se uma mistura de aspecto uniforme, a maionese.
  - a) Que tipo de material coloidal é a maionese?
  - b) Explique por que o óleo se misturou com o vinagre ao serem adicionadas as gemas de ovos.





# Tema em foco

## A QUÍMICA DA PELE

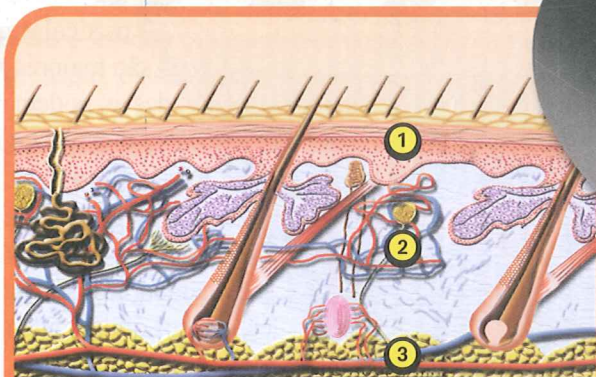
**Tome cuidado! Não use produtos para higiene pessoal e de limpeza em excesso.**



Sabe qual é o maior órgão do corpo humano? Pulmão, rins, fígado? Nada disso. É a pele, responsável por cerca de 15% de todo o peso de um indivíduo adulto. Capa protetora de nosso corpo, ela é também um órgão sensorial, dotado de células nervosas que levam informações sobre o meio externo direto para o nosso cérebro.

Naturalmente, um órgão tão importante merece um tratamento todo especial, a começar pela limpeza, utilizando certos produtos de higiene. Para usar com sabedoria os produtos químicos, de acordo com nossa necessidade e respeitando suas propriedades, além de saber utilizá-los na quantidade correta, precisamos conhecer a forma como eles atuam.

Os produtos para higiene cutânea tratam, basicamente, da retirada da gordura natural e do suor. Pelas suas propriedades, o sabonete é o produto indicado para esse trabalho. Mas sem exageros. Ficar duas horas tomando banho de espuma não é saudável. Como a quantidade de água na pele é maior do que a do ambiente, ela tende a evaporar, e a ação do sabonete favorece o ressecamento.



A pele é formada basicamente por três camadas: epiderme, derme e hipoderme. 1 A epiderme é a mais externa e é onde se produzem a queratina, substância protetora da pele, e a melanina, responsável pela cor. 2 Na camada intermediária, a derme, são encontradas as glândulas sebáceas e as sudoríparas. 3 Finalmente, na hipoderme, região mais interna, localizam-se o tecido adiposo e grande quantidade de vasos sanguíneos.

Para evitar esse problema, os dermatologistas aconselham banhos rápidos e com água o mais fria possível. A indústria da beleza faz sua parte, desenvolvendo substâncias hidratantes, cujo ingrediente principal é a lanolina, uma mistura de ácidos graxos (gorduras) e seus ésteres, obtida como subproduto da limpeza da lã de carneiro. Suas longas moléculas possuem extremidades polares, que podem se ligar à água, permitindo-lhe atuar como hidratante e emoliente (amaciante). Veja a seguir os tipos de protetores e hidratantes contra o ressecamento da pele.

Os batons, além de estar associados à estética, também servem para proteger os lábios contra o ressecamento, pois apresentam uma mistura de óleos e ceras.

Fotos: Photodisc



Banhos demorados, quentes ou com muito sabão retiram a oleosidade da pele e podem favorecer irritações e alergias.

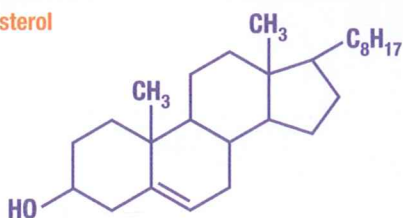
Image Bank/Getty





## Lanolina

**Colesterol**

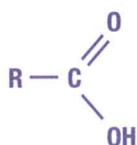


**Ácido palmítico**



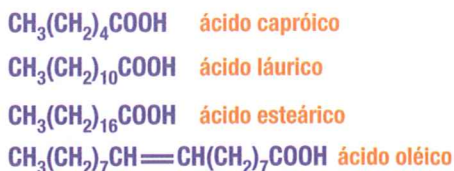
A lanolina, presente nos cremes hidratantes, sabonetes e amaciantes de roupas, é um material constituído por vários tipos de substâncias, como ésteres, poliésteres, álcoois e ácidos graxos.

## Ácidos graxos



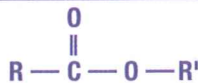
O grupo funcional dos ácidos carboxílicos é  $\text{O} - \text{COOH}$

Exemplos:



Ácidos graxos são ácidos carboxílicos ( $\text{R}-\text{COOH}$ ) de cadeia (seqüência de átomos de carbono ligados entre si) longa e que possuem número par de carbonos.

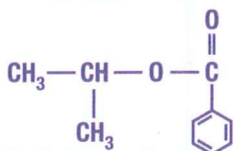
## Ésteres



Grupo funcional do éster



Acetato de etila



Benzoato de isopropila

Os ésteres ( $\text{R}-\text{COO}-\text{R}'$ ) são derivados de ácidos carboxílicos pela substituição do hidrogênio da carboxila ( $-\text{COOH}$ ) por outra cadeia carbônica  $\text{R}'$  (utiliza-se um apóstrofo para discernir essa cadeia da outra, visto que geralmente são diferentes).

Além dos cuidados com a limpeza e a hidratação da pele, quase todo o mundo se preocupa com o suor, que dá uma sensação desagradável e incômoda. Entretanto, ele tem uma importante função no corpo humano: manter a temperatura corporal e deixar a pele hidratada. Ao evaporar, o suor retira calor do corpo, resfriando-o.

Em condições extremas, uma pessoa pode eliminar até dez litros de suor num dia.

A composição química do suor é água (99%), íons cloreto, sódio, potássio e amônio, uréia, ácido láctico, proteínas etc. O suor quase não tem cheiro. O odor desagradável atribuído a ele é, na verdade, produzido por bactérias presentes na pele, que metabolizam algumas substâncias do suor, produzindo outras indesejáveis. A lavagem comum não atinge por completo os agentes microbianos, que podem ficar na derme. Mais uma vez, a Química dá sua contribuição: produz substâncias que diminuem as atividades microbianas.

Foram desenvolvidas ainda substâncias antitranspirantes, que possuem cátions que provocam o fechamento dos dutos das glândulas sudoríparas, reduzindo a produção de suor.

Algumas substâncias utilizadas em desodorantes atuam como antitranspirantes, sendo que as mais utilizadas são os cloridratos de alumínio  $[\text{Al}_2(\text{OH})_4\text{Cl}_2]$  e  $[\text{Al}_2(\text{OH})_5\text{Cl}]$ . Outras substâncias também usadas nos desodorantes são: sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ), cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ) e bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ).



Fotos: Corbis/Stock Photos

A queima de incenso é feita em rituais religiosos desde a Antiguidade e em várias culturas. Simbolicamente, a fumaça perfumada que sobe aos céus leva a Deus as orações dos fiéis.

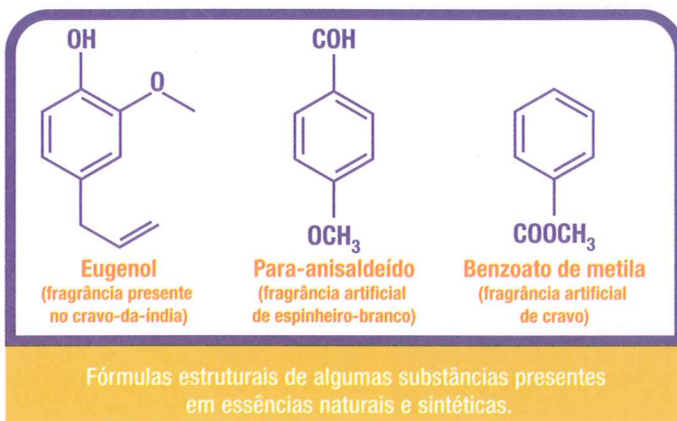
Quando as fragrâncias de um perfume chegam ao nariz, estimulam as células olfativas, que enviam essa informação ao cérebro, onde é decodificada e desperta as mais diversas emoções e lembranças.

Ao falar de beleza e estética não podemos esquecer do toque final: o perfume. Quem não gosta de pessoas e ambientes perfumados? O nome **perfume**, que significa odor natural ou artificial agradável, deriva etimologicamente de *fum* "fumo", pois o método utilizado para perfumar ambientes consistia em queimar materiais em defumadores. Isso era feito para invocar deuses, curar doenças ou, simplesmente, para seduzir.

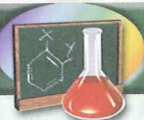
Os perfumes são soluções de essências dissolvidas em um ou mais solventes, geralmente água e álcool. As principais fontes de perfumes são vegetais, mas também são utilizadas essências de origem animal. Para a obtenção de essências naturais utilizam-se procedimentos laboratoriais simples, como destilação, raspagem, extração com

solvente, tratamento com álcool etílico e outros. Felizmente, as fragrâncias sintéticas estão substituindo gradativamente as essências naturais, evitando o sacrifício e até a extinção de espécies vegetais e animais. O uso de matéria-prima sintetizada artificialmente ainda possui outras vantagens, como a possibilidade de se manter um padrão de qualidade independente de fatores climáticos ou de safra e de se produzirem odores exclusivos, não existentes na natureza.

A originalidade e a personalidade dos perfumes são segredos guardados a sete chaves. Afinal a arte de produzir perfumes não é simples e pode gerar muito dinheiro. Na produção de um bom perfume, é necessário considerar variáveis como solubilidade, temperatura de ebulição e volatilidade.







## Química na escola

### É POSSÍVEL EXTRAIR O “CHEIRO” DOS MATERIAIS?

Você pode fazer uma pequena experiência para ter idéia de como os perfumistas extraem essências dos vegetais.

#### Ingredientes e materiais

- 200 mL de álcool etílico de cereais
- material do qual se irá extrair a essência (canela, cravo, folha de laranja, folha de eucalipto etc.)

**CONSULTE AS NORMAS DE SEGURANÇA NO LABORATÓRIO NA ÚLTIMA PÁGINA DESTA LIVRO.**

#### Procedimento

- Coloque álcool em um vidro de boca larga até metade de seu volume. Adicione algum material do qual possa extrair a essência, tampe o vidro e agite-o por alguns minutos (dependendo do material, pode ser necessário picá-lo ou triturá-lo).
- Separe o líquido do sólido e pronto: você já tem uma essência.
- Você pode preparar outras essências e comparar suas qualidades e odores.

#### PENSE, DEBATA E ENTENDA

- Explique a importância da lanolina para a manutenção da umidade da pele.
- Segundo algumas estatísticas, o Brasil é o terceiro consumidor mundial de sabonete, perdendo apenas para Estados Unidos e Austrália. Será que isso significa que todos os brasileiros têm acesso a esse bem? Se não têm, como se justifica esse consumo?
- Por que algumas pessoas apresentam odor desagradável quando transpiram e outras não?
- Que aspectos positivos podem ser apontados na substituição das essências naturais por essências sintéticas na produção de perfumes?
- Será que pode ocorrer algum tipo de dano à pele se você utilizar qualquer produto de higiene pessoal ou mesmo perfume em excesso? Quais seriam esses danos?





## CONCENTRAÇÃO

As garrafas de suco concentrado devem conter orientações sobre quantas partes de água devem ser acrescentadas para o preparo da bebida. É claro que essa é apenas uma recomendação do fabricante, que se baseia no gosto médio da população. Sempre há aquele que prefere o suco mais concentrado ou mais diluído, ou seja, misturado com mais ou menos água. Assim também surgiram as tradicionais expressões “café forte” ou “chá fraco”.

Em laboratórios de Química, no entanto, você não vai encontrar essa liberdade de escolha. Para fazer seus cálculos, os químicos precisam saber com precisão a quantidade de cada substância presente nos materiais. Assim, em Química, a concentração refere-se às relações entre a quantidade de uma substância (usualmente denominada soluto) e o volume total do material (solução). A quantidade do soluto pode ser expressa em diferentes unidades. Dessa forma, obtemos diferentes tipos de concentração:

- **concentração em massa;**
- **concentração em volume;**
- **concentração em quantidade de matéria.**

A seguir, vamos estudar as duas formas mais comuns de expressar a concentração. Nessas expressões, utilizamos grandezas relativas ao soluto, ao solvente ou à solução. Para facilitar, adotaremos como convenção os seguintes índices nas grandezas: **1** para o soluto e **2** para o solvente. No caso de solução, não usaremos índice.

Com um litro de suco concentrado é possível preparar vários copos de refresco.







## ■ Concentração em massa

A maneira mais comum de se expressar a concentração de soluções é por meio da **massa do soluto ( $m_1$ )** pelo **volume da solução ( $V$ )**. Como a massa é normalmente expressa em gramas e o volume em litros, teremos como unidade de medida da concentração g/L. Dependendo da situação, outras unidades podem ser adotadas, como, por exemplo, mg/mL, g/100 mL, g/m<sup>3</sup>, mg/L etc.

A concentração em massa ( $C_{m/V}$ ) é expressa da seguinte forma:

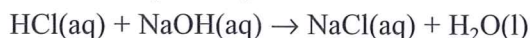
$$C_{m/V} = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{V_{\text{solução}} \text{ (L)}} = \frac{m_1 \text{ (g)}}{V \text{ (L)}}$$

No soro fisiológico, solução de cloreto de sódio de concentração igual a 9 g por 100 mL de água, temos:

$$C_{m/V} \text{ (NaCl)} = \frac{9 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = \frac{90 \text{ g NaCl}}{1 \text{ L solução}} = 90 \text{ g/L}$$

## ■ Concentração em quantidade de matéria

As substâncias reagem em proporções definidas. Essas proporções podem ser expressas pela grandeza quantidade de matéria e são denominadas proporções estequiométricas. Assim, um mol de ácido clorídrico (HCl) reage com um mol de hidróxido de sódio (NaOH) para formar um mol de cloreto de sódio (NaCl) e um mol de água (H<sub>2</sub>O), como indica a equação química abaixo:



Devido às relações estequiométricas e ao fato de a maioria das reações químicas ocorrerem em meio aquoso, é muito importante para o químico conhecer as concentrações das substâncias em quantidade de matéria ( $C_{n/V}$ ). Essas são expressas em mol por litro (mol/L) ou seus múltiplos.

Qual será a concentração da solução preparada pela dissolução de 1 mol de HCl em meio litro de água?

$$C_{n/V} = \frac{\text{quantidade de matéria (mol)}}{\text{volume (L)}} = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}}$$

$$C_{n/V} \text{ (HCl)} = \frac{1 \text{ mol HCl}}{0,5 \text{ L solução}} = 2 \text{ mol/L}$$

Muitas vezes, pode-se informar a massa do soluto para que, por meio dela, seja calculada a concentração em quantidade de matéria. A massa molar do soluto pode ser obtida consultando-se uma tabela periódica. Como a quantidade de matéria é a razão entre a massa (g) e a massa molar (g/mol), fica fácil calcular a concentração.

Qual será, portanto, a concentração em quantidade de matéria da solução preparada dissolvendo-se 20 g de hidróxido de sódio em 2 L de água?

$$C_{n/V} \text{ (NaOH)} = \frac{20 \text{ g NaOH}}{2 \text{ L solução}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0,25 \text{ mol/L}$$

(conversão de massa em quantidade de matéria)



## COMPOSIÇÃO

Nos materiais em geral são encontrados mais de duas substâncias. Nesse caso, muitas vezes, temos necessidade de conhecer a composição do material, ou seja, precisamos identificar todas as substâncias nele contidas e em que quantidades elas estão presentes. Quando nos referimos à quantidade de apenas uma das substâncias presentes no material, sem nos interessar pelas demais, chamamos essa quantidade de teor da substância no material. O teor das substâncias deve ser expresso corretamente e suas unidades identificadas. Como o teor pode ser medido por diferentes unidades, a composição dos materiais poderá ser expressa conforme os teores de cada substância, de várias formas. Vejamos, a seguir, alguns tipos.

### ■ Teor em massa por massa (título — $\delta$ )

O **título**, muito utilizado pela indústria, expressa a concentração em massa do soluto, ou solutos, por massa da solução. A **massa do soluto** ( $m_1$ ) é normalmente expressa em gramas ou miligramas, enquanto a **massa da solução** ( $m$ ) é expressa em grama, quilograma ou dag (100 g). Dessa forma, as unidades que comumente aparecem são: g/g, mg/g, mg/kg. A expressão do teor em massa por massa ( $\delta$ ) será:

$$\delta = \frac{\text{massa}_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{\text{massa}_{\text{solução}} \text{ (g)}} = \frac{m_1 \text{ (g)}}{m \text{ (g)}}$$

Se em um xampu específico existem 2,4 g de cloreto de sódio em cada 100 g de xampu, além de poder expressar o teor de NaCl como 2,4 g/100 g de xampu, podemos também representá-lo assim:

$$\delta(\text{NaCl}) = \frac{2,4 \text{ g}}{0,100 \text{ kg}} = 24 \text{ g/kg}$$

The Next

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL			
		Porção de 26 g	
	100 g	Quantidade por porção	% VD (*)
Valor Calórico	503 kcal	130 kcal	5 %
Carboidratos	39,1 g	10 g	3 %
Proteínas	26 g	7 g	25 %
Gorduras Totais	27 g	7 g	9 %
Gorduras Saturadas	17 g	4,5 g	18 %
Colésterol	77 mg	20 mg	7 %
Fibra Alimentar	0 g	0 g	0 %
Cálcio	968 mg	252 mg	31 %
Ferro			

A composição dos nutrientes de alimentos sólidos geralmente é apresentada sob a forma de título ( $m_1/m$ ).

Getty Images



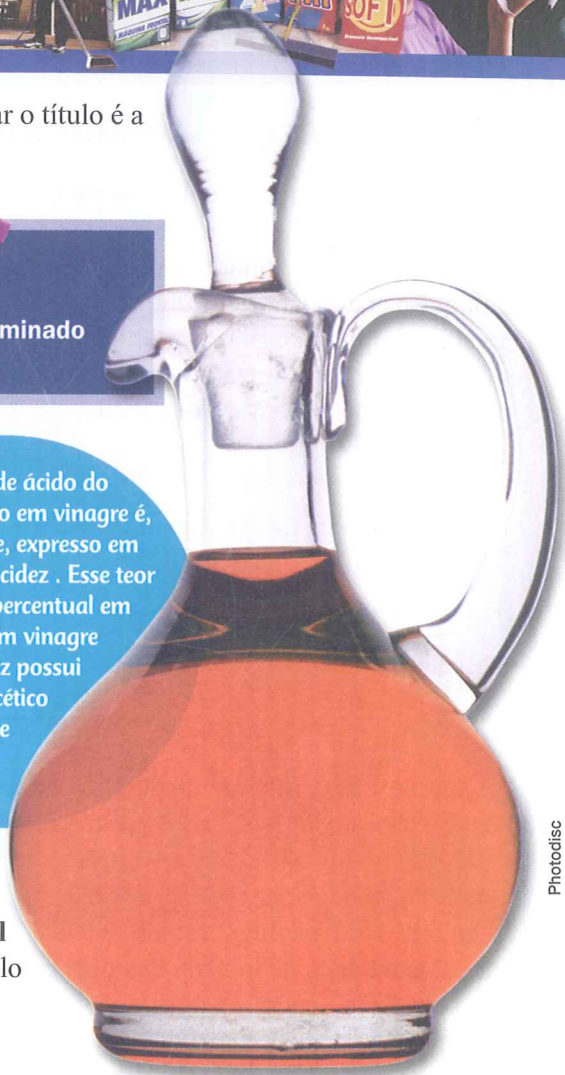
Outra forma comum de apresentar o título é a percentual.



O que significa dizer que um determinado vinagre tem acidez igual a 4%?

É comum encontrar a concentração expressa dessa forma em embalagens de produtos de limpeza, cosméticos, alimentos, medicamentos e outros. Ela indica a **massa** ( $m_1$ , em gramas) de determinada substância existente em **100 g do produto**. Por ser em 100 g é que chamamos de porcentagem. Nesse caso, o teor é denominado **fração percentual em massa**, que corresponde ao título multiplicado por 100%.

O teor de ácido do ácido acético em vinagre é, geralmente, expresso em percentual de acidez. Esse teor indica a fração percentual em massa. Assim um vinagre com 4% de acidez possui 4 g de ácido acético em 100 g de vinagre.



Photodisc

$$P_{(m)}\% = \delta \times 100\%$$

## ■ Teor em partes por milhão (ppm)

Expressar uma concentração em mg/kg significa que para cada 1 000 000 mg de solução tem-se x mg do soluto, ou seja, x partes por milhão. Outras combinações de unidades, como, por exemplo, mg/L, mL/kg ou mL/kL, também representam essa proporção. Todas elas podem ser representadas por ppm (partes por milhão).

Essa unidade é muito utilizada para expressar a concentração de contaminantes, como chumbo, em água. Se na água há 25 ppm de chumbo, isso significa que haverá 25 g de chumbo em cada metro cúbico ( $1\text{m}^3 = 1\,000\text{ L} = 1\,000\,000\text{ mL} = 1\,000\,000\text{ g}$ ).

Utilizados pelos químicos, os espectrofotômetros possibilitam a determinação de concentrações em ppm e até em ppb (partes por bilhão).



Divulgação



## Fração por quantidade de matéria ( $\phi$ )

A fração por quantidade de matéria ( $\phi$ ) é pouco utilizada para soluções líquidas porque a quantidade de matéria do soluto normalmente é muito menor que a quantidade de matéria total da solução. Mas ela é importante porque certas propriedades químicas dependem diretamente dessa fração dos constituintes, que pode variar de zero a um.

$$\phi = \frac{\text{quantidade de matéria da substância (mol)}}{\text{quantidade de matéria total (mol)}} = \frac{n_1 \text{ (mol)}}{n_T \text{ (mol)}}$$

Qual será a fração por quantidade de matéria do açúcar (sacarose —  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) quando se dissolvem 171 g em 540 g de água, sabendo que a massa em quantidade de matéria do açúcar é igual a 342 g/mol? Para facilitar, vamos calcular inicialmente a quantidade de matéria dos dois constituintes da solução: o açúcar e a água.

$$n_{\text{(açúcar)}} = \frac{m_{\text{(açúcar)}}}{M_{\text{(açúcar)}}} = \frac{171 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{(água)}} = \frac{m_{\text{(água)}}}{M_{\text{(água)}}} = \frac{540 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 30 \text{ mol}$$

E a fração por quantidade de matéria será então:

$$\phi_{\text{(açúcar)}} = \frac{0,5 \text{ mol de açúcar}}{30,5 \text{ mol total}} = 0,016$$

Note que a fração por quantidade de matéria não apresenta unidade porque, ao final, teremos sempre mol/mol.

Qual será a fração por quantidade de matéria da água nessa solução?

Fazendo os cálculos, teremos:

$$\phi_{\text{(água)}} = \frac{30 \text{ mol de água}}{30,5 \text{ mol total}} = 0,984$$

Somando as frações por quantidades de matéria, teremos:

$$\phi_{\text{(açúcar)}} + \phi_{\text{(água)}} = 1$$

A soma das frações por quantidades de matéria de todos os constituintes de uma solução será sempre igual a um, independentemente do seu número de constituintes.

O mesmo cálculo pode ser feito para uma mistura de sólidos, líquidos ou gases. Calculemos, por exemplo, a fração por quantidade de matéria do etanol ( $CH_3CH_2OH$ ), quando se misturam 500 g deste com 500 g de água:

$$n_{\text{(etanol)}} = \frac{m_{\text{(etanol)}}}{M_{\text{(etanol)}}} = \frac{500 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} \cong 10,87 \text{ mol}$$

$$n_{\text{(água)}} = \frac{m_{\text{(água)}}}{M_{\text{(água)}}} = \frac{500 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} \cong 27,78 \text{ mol}$$

E a fração por quantidade de matéria do etanol será então:

$$\phi_{\text{(etanol)}} = \frac{10,87 \text{ mol de etanol}}{38,65 \text{ mol total}} \cong 0,2812$$

Conseqüentemente, a fração por quantidade de matéria da água na mistura será de 0,7188, correspondente à diferença  $1 - 0,2812$ .





No Brasil, a fração percentual em volume do etanol na gasolina é de aproximadamente 24%.

## ■ Composição de produtos comerciais

Na comunidade científica, os químicos buscam padronizar suas unidades de medidas e expressá-las corretamente. No caso de soluções, usa-se concentração em quantidade de matéria. Na indústria, porém, nem sempre há uma padronização. Por esse motivo, freqüentemente são encontrados nos rótulos dos produtos químicos teores com unidades diferentes das aqui estudadas. Muitos desses teores não especificam claramente a relação a que se referem.

Um dos teores utilizados é a fração em volume, usualmente expressa em fração percentual em volume. Essa fração é usada para líquidos e gases. Como na mistura de líquidos o volume total nem sempre corresponde à soma dos volumes das substâncias que o compõem, considera-se o total como a soma de cada um dos volumes separadamente. Por exemplo, a mistura de 50 mL de água com 50 mL de álcool produz uma solução com volume final inferior a 100 mL, mas, para cálculo da fração em volume, considera-se 100 mL como a soma das duas substâncias.

Como as embalagens não têm especificação precisa das unidades, muitas vezes ficamos confusos sobre a que se referem os valores. Por exemplo, quando na embalagem há informação de que determinado

componente ativo tem o teor de 0,50%, fica para nós a seguinte interrogação: esse percentual é relativo à massa ou ao volume? Por essa razão, os químicos evitam empregar teores em percentual, mesmo sendo usuais, para expressar a composição, em frascos de desinfetantes, água sanitária, álcool etc. Vejamos outros exemplos de teores comumente empregados.

Nos frascos de água oxigenada, usada como anti-séptico, o teor em fração percentual em volume de peróxido de hidrogênio ( $H_2O_2$ ) é 3%, embora a embalagem indique água oxigenada 10 volumes. Esse teor diz respeito à quantidade de gás oxigênio produzida pela decomposição do peróxido de hidrogênio. Assim um frasco de um litro de água oxigenada 10 volumes produzirá 10 litros de gás oxigênio nas CNTP (condições normais de temperatura e pressão).

A concentração do álcool comercial é expressa em dois tipos de unidades: grau Gay-Lussac (GL) e grau INPM. O grau GL refere-se à fração percentual em volume e o INPM à fração percentual em massa. Assim um álcool 96 graus GL é um álcool que contém, em volume, etanol na fração percentual de 96%, ou seja, nesse material há a proporção 960 mL de etanol para cada 1000 mL de água.





## EXERCÍCIOS

Para responder às questões, caso necessário, consulte os dados de massa atômica na tabela periódica no final do livro.

- 1 Conforme a quantidade de essência utilizada, os perfumes podem ser classificados em:

Classificação	% da essência	mL de essência por litro de perfume	Composição do solvente
Perfume	entre 15 e 30	entre 150 e 300	950 mL de álcool etílico e 50 mL de água
Loção perfumada	entre 8 e 15	entre 80 e 150	900 mL de álcool etílico e 100 mL de água
Água-de-toalete	entre 4 e 8	entre 40 e 80	800 mL de álcool etílico e 200 mL de água
Água-de-colônia	entre 3 e 4	entre 30 e 40	700 mL de álcool etílico e 300 mL de água
Deocolônia	entre 1 e 3	entre 10 e 30	700 mL de álcool etílico e 300 mL de água

Responda às questões a seguir.

- a) Esta é a duração média do cheiro dos perfumes na pele: meia hora aproximadamente, 1 hora e meia, 4 horas, 6 a 8 horas, 8 horas a dois dias. Correlacione a duração com a classificação. Justifique.
- b) Se colocarmos 0,6 g ( $\delta = 0,9 \text{ g/mL}$ ) de essência em 800 mL de solvente, obteremos um perfume concentrado? Qual será a sua concentração em massa (g/L)?
- 2 As ditas "bebidas energéticas" são ricas em cafeína e agem como poderosos estimulantes. Mas não possuem o poder de nos carregar de energia. Antes de consumir esse tipo de bebida, convém ler os rótulos. Veja a composição de uma bebida energética qualquer: água gaseificada, sacarose, glicose, taurina (1 000 mg/250 mL), glucoronolactona (60 mg/250 mL), cafeína (80 mg/250 mL), inositol (50 mg/250 mL), vitamina, ácido cítrico, caramelo e aromatizantes. Responda aos itens a seguir.
- a) Calcule a concentração em massa (g/L) da cafeína, da taurina, da glucoronolactona e do inositol.
- b) Será que podemos considerar a bebida energética como bebida isotônica (que visa a reidratar o corpo rapidamente)? Cuidado: bebidas isotônicas são recomendadas para pessoas que praticam atividade física intensa. Beber água com frequência é o ideal.
- c) Que pessoas não devem tomar esse tipo de bebida? Justifique.
- 3 Em um envelope de adoçante dietético de 1 grama há, em massa, frações percentuais de: aspartame (edulcorante artificial) — 3,8%; lactose alfa-monoidratada (diluente) — 95,7%; dióxido de silício coloidal (antiumectante) — 0,5%.
- a) Calcule a massa de cada soluto.
- b) Pesquise o significado das palavras: edulcorante, diluente, antiumectante.
- 4 O rótulo de um álcool em gel apresenta a indicação de álcool etílico hidratado: 65° INPM. Nesse tipo de notação, o número indica a porcentagem do volume de álcool. Isso significa que, para cada 100 mL desse produto, 65 mL são de álcool. Qual o volume de álcool em 1 L de álcool gel? Classifique o material.
- 5 No rótulo de uma água mineral natural fluoretada consta sua composição química: 2,21 mg/L de NaF (fluoreto de sódio). Será que essa água possui quantidade suficiente de flúor para proteger a dentição das crianças, sabendo que o teor recomendado de íons fluoreto na água mineral para o combate às cáries é de 0,8 ppm?
- 6 Calcule a massa (em gramas) do soluto necessária para o preparo das seguintes soluções:
- a) 2,0 L de NaCl(aq) 0,20 mol/L
- b) 500 mL de CaCl<sub>2</sub>(aq) 0,50 mol/L
- c) 250 mL de C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>(aq) 0,315 mol/L
- 7 O soro caseiro é um grande aliado no combate à desidratação. Uma de suas receitas é: dissolver 1 colher de chá de sal (NaCl), 2,5 g, e 8 colheres de chá de açúcar, (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>), 18 g, em um litro de água. Calcule a concentração em quantidade de matéria de cada componente dessa solução.



8 Sabendo-se que uma solução foi preparada pela dissolução de 0,50 mol de cloreto de sódio em 36 g de água, calcule a fração por quantidade de matéria do cloreto de sódio e da água.

9 Considerando que em 100 g de ar existem 75,4 g de nitrogênio ( $N_2$ ), 23,3 g de oxigênio ( $O_2$ ) e 1,3 g de argônio (Ar), calcule a fração por quantidade de matéria desses gases.

10 (ITA-SP) Para preparar 500 mL de uma solução aquosa 0,2 mol/L de NaOH, um indivíduo tem à sua disposição:

Frasco I – solução aquosa de NaOH 5,0 mol/L à vontade;

Frasco II – balão volumétrico de 500 mL e água destilada à vontade.

O procedimento correto será:

- colocar, no frasco II, 40,0 mL da solução do frasco I e completar os 500 mL com água destilada.
- colocar, no frasco II, 20,0 mL da solução do frasco I e completar os 500 mL com água destilada.
- colocar, no frasco II, 460 mL de água destilada e completar os 500 mL com solução do frasco I.
- colocar, no frasco II, 480 mL de água destilada e completar os 500 mL com solução do frasco I.
- colocar, no frasco II, 460 mL de água destilada e completar os 40,0 mL de solução do frasco I.

11 (UFPA) Uma solução contém 30 g de NaI, 48 g de NaOH e 702 g de água. As frações por quantidade de matéria do NaI e do NaOH são, respectivamente:

- 0,5 e 0,3.
- 0,005 e 0,03.
- 5 e 5.
- 0,05 e 0,3.
- 0,005 e 0,3.

12 (Fuvest-SP) Um analgésico em gotas deve ser ministrado na quantidade de 3 mg por quilograma de peso corporal, não podendo exceder 200 mg por dose. Cada gota contém 5 mg de analgésico. Quantas gotas deverão ser ministradas a um paciente de 80 kg?

13 (UFGO) A quantidade diária de cálcio recomendada a adultos é de 1,0 g. Um indivíduo, pela manhã, ingere um copo de iogurte integral de 200 g, no almoço, 250 mL de leite, preparado a partir de leite em pó. Que quantidade de leite integral

deverá ser consumida à noite, para o indivíduo alcançar a dose diária de cálcio?

(Dados: 400 g de leite em pó produzem 4 L de leite; teores médios de cálcio: 145 mg/100 g de iogurte integral; 120 mg/100 g de leite integral; 100 mg/100 g de leite em pó.)

14 (UFMG) Uma dona de casa, em um supermercado, se depara com as seguintes informações sobre detergentes à base de amoníaco:

Detergente	Conteúdo da embalagem (mL)	Concentração de amoníaco em porcentagem volume/volume	Preço do produto (RS)
I	500	5	2,50
II	500	10	4,00
III	1000	5	5,00
IV	1000	10	9,00

Considerando-se os dados do quadro, a alternativa que indica o detergente que tem o menor preço por quantidade de amoníaco em solução é:

- I.
- II.
- III.
- IV.

15 (Fuvest-SP) Um certo tipo de anemia pode ser diagnosticada pela determinação de hemoglobina no sangue. Atribui-se o índice de 100% à dosagem de 16 g de hemoglobina por 100 mL de sangue. Para mulheres sadias, são considerados normais índices acima de 70%. Supondo-se que o método utilizado apresente incerteza de  $\pm 0,5$  g de hemoglobina por 100 mL de sangue, designe as pacientes anêmicas dentre as examinadas, conforme os dados da tabela abaixo:

Número da paciente	Dosagem de hemoglobina (g/100 mL de sangue)
1	9,7
2	12,3
3	11,0
4	11,5
5	10,2



## DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

Em suas atividades, o químico necessita preparar soluções com concentração conhecida. Isso pode ser feito a partir da medida precisa da massa do soluto e do volume da solução, conforme a técnica apresentada no experimento da página seguinte. Outro procedimento seria diluir soluções de concentração conhecida.

O processo de diluição é muito usual no nosso cotidiano. Isso ocorre com materiais de limpeza, medicamentos, tintas etc. O processo de diluição consiste no acréscimo de solvente à solução. Ao fazermos isso, a quantidade do soluto permanece constante, mas a concentração (razão entre quantidade de soluto e volume da solução) altera-se.

Consideremos a adição de 50 mL de água a 50 mL de uma solução aquosa de hipoclorito de sódio ( $\text{NaClO}$  — encontrado na água sanitária), de concentração igual a 11,7 g/L. Admitindo que o volume final seja a soma do volume inicial da solução mais o volume de solvente adicionado, teremos 100 mL da nova solução.

Vamos diferenciar a solução inicial da final utilizando, respectivamente, os índices *i* e *f*. Assim, teremos:

$$C_i = \frac{m_i}{V_i}$$

e

$$C_f = \frac{m_f}{V_f}$$

### Solução inicial:

$$C_i = 11,7 \text{ g/L}; V_i = 50 \text{ mL} = 0,050 \text{ L}; m_i = 0,585 \text{ g}$$

### Solução final:

$$C_f = ?; V_f = 100 \text{ mL} = 0,100 \text{ L}; m_f = 0,585 \text{ g}$$

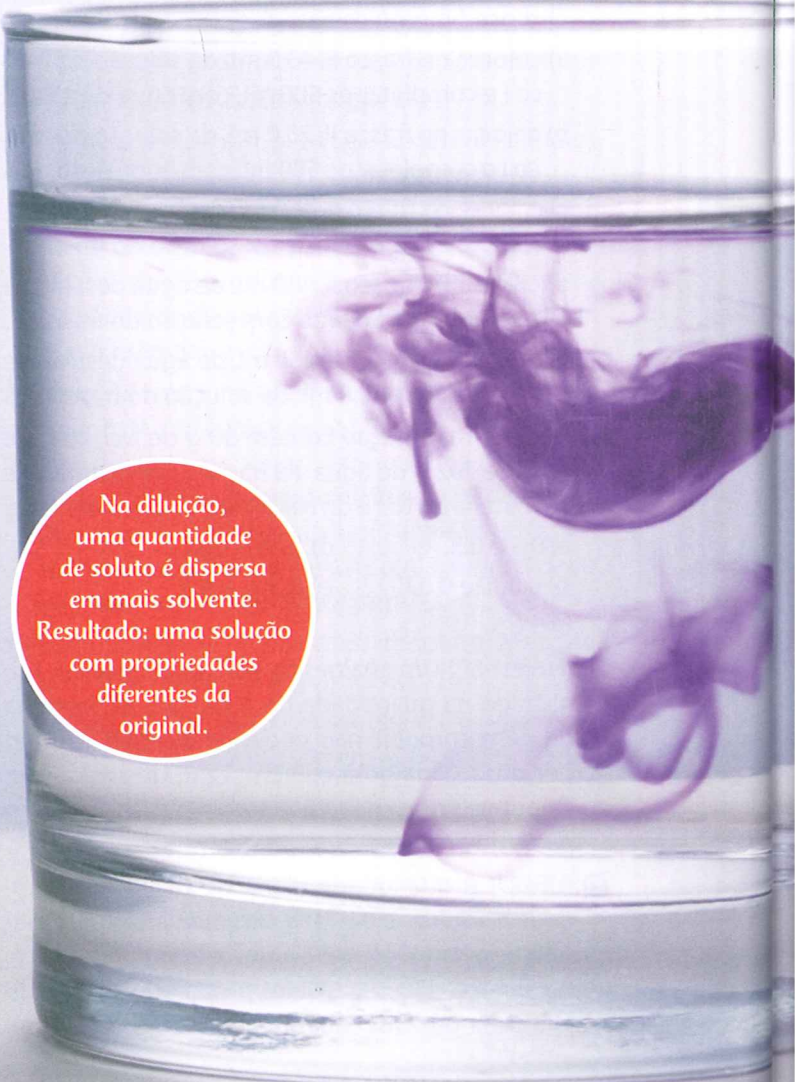
Como a quantidade de soluto não variou com a diluição, podemos então afirmar que  $m_i$  é igual a  $m_f$ . Igualando as equações anteriores, teremos:

$$m_i = m_f \Rightarrow C_i \times V_i = C_f \times V_f \Rightarrow C_f = \frac{C_i \times V_i}{V_f}$$

O mesmo raciocínio pode ser empregado para soluções cujas concentrações são expressas em quantidade de matéria por litro (mol/L). Nesse caso, igualando as quantidades de matéria iniciais e finais, obteremos a equação:

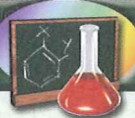
$$M_f = \frac{M_i \times V_i}{V_f}$$

Esse raciocínio permite-nos fazer cálculos para preparar soluções a partir de soluções concentradas por diluições.



Na diluição, uma quantidade de soluto é dispersa em mais solvente. Resultado: uma solução com propriedades diferentes da original.





## Química na escola

CONSULTE  
AS NORMAS  
DE SEGURANÇA  
NO LABORATÓRIO  
NA ÚLTIMA  
PÁGINA DESTA  
LIVRO.

### COMO PREPARAR UMA SOLUÇÃO

Uma atividade muito comum no laboratório de Química é a preparação de solução. A técnica envolve a pesagem cuidadosa do soluto, a medida rigorosa de seu volume, a transferência correta do soluto e o acréscimo da quantidade exata do solvente. O rigor exige materiais de laboratório bem calibrados, como balão volumétrico e balança. O presente experimento deve ser feito no laboratório da escola. Na ausência dos materiais indicados, eles poderão ser substituídos por materiais caseiros. Nesse caso, o experimento poderá ser desenvolvido em casa. Com ele você vai aprender a técnica utilizada pelos químicos na preparação de soluções.

#### Material

- água destilada (ou filtrada)
- béquer (ou copo de vidro)
- permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ) – 1 envelope de 0,1 g
- 3 balões volumétricos (ou garrafas de água) de 500 mL
- pipeta (ou seringa) de 10 mL

#### Procedimento

- 1 Dissolva completamente 0,1 grama de permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ) em um béquer com água destilada.
- 2 Transfira, quantitativamente, para um balão de 500 mL.
- 3 Lave, por duas vezes, o béquer com um pouco de água destilada e transfira-a para o balão.
- 4 Adicione água ao balão até a marca do volume e homogeneíze.
- 5 Verta um pouco da solução para um béquer e desta retire, com auxílio de uma pipeta, 10 mL.
- 6 Adicione os 10 mL da solução a um balão de 500 mL contendo água até a metade de seu volume, homogeneíze e complete o volume.
- 7 Repita o procedimento anterior, retirando 10 mL de cada solução e diluindo novamente para 500 mL, até obter uma solução incolor.

#### Análise de dados

- 1 A última solução (a que não apresentou cor) também possui soluto? Justifique sua resposta.
- 2 Calcule a concentração em massa ( $C_{m/V}$ ) e em quantidade de matéria ( $C_{n/V}$ ) para cada uma das soluções preparadas.
- 3 O fato de a solução ser incolor significa que ela não possui soluto?





## Cálculos para preparar soluções concentradas por diluição

- 1 5,0 mL de uma solução aquosa de NaOH 2,0 mol/L são transferidos para um recipiente e completa-se o volume até a marca de 50 mL com água destilada. Qual a concentração da nova solução?

Para facilitar a resolução dos problemas, é melhor trabalharmos com as unidades padrões. Nesse caso, utilizaremos os volumes em litro.

$$C_f = \frac{C_i \times V_i}{V_f}$$

Utilizando a expressão, temos que

$$C_f = \frac{2,0 \text{ mol/L} \times 0,005 \text{ L}}{0,050 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

- 2 Um técnico tem 500 mL de solução de um detergente de concentração 1,2 mol/L e precisa diluir sua concentração a 1/4 desse valor. Como esse técnico deve proceder?

A concentração final desejada pelo técnico é de 0,3 mol/L (1/4 de 1,2). Precisamos conhecer então qual será o volume final. Da relação de igualdade entre a quantidade de matéria das duas soluções, temos:

$$n_i = n_f \Rightarrow C_i \times V_i = C_f \times V_f \Rightarrow V_f = \frac{C_i \times V_i}{C_f}$$

$$V_f = \frac{1,2 \text{ mol/L} \times 0,5 \text{ L}}{0,3 \text{ mol/L}} = 2,0 \text{ L}$$

Para obter dois litros de solução, partindo de meio litro, o técnico deverá adicionar 1 500 mL de água aos 500 mL do detergente.

Na limpeza doméstica muitos produtos devem ser diluídos em água antes de serem utilizados.



## Diluições de produtos domésticos

Muitos produtos domésticos devem ser diluídos antes de ser usados. A forma de diluição vem expressa nos rótulos. Veja alguns exemplos no quadro ao lado, identificados em rótulos de diferentes produtos.

Alguns rótulos de desinfetante sugerem que o produto seja diluído em água na proporção de 1 para 3, o que significa que para cada parte do produto devem-se acrescentar 3 partes de água.

Você segue as recomendações dos fabricantes? Nem todas as pessoas o fazem, o que pode trazer desperdício ou prejuízo à economia doméstica ou ao ambiente. Por exemplo, se você diluiu um produto de limpeza mais do que deveria, pode estar perdendo dinheiro. Em vez de fazer o seu produto “render mais”, como muita gente pensa, a diluição excessiva impede sua eficácia. Resultado: você gasta o produto sem atingir o objetivo desejado. Entretanto, quando se usa uma quantidade superior à recomendada, além de desperdiçar dinheiro, você estará agredindo a natureza, pois o destino de todos os produtos de limpeza é o ralo, que os conduz aos rios e mares. Então, quanto menos produtos químicos jogarmos no ralo, melhor. A observação do efeito do produto em relação a sua diluição será um bom indicador para determinar na prática a melhor dosagem a ser utilizada. Para isso, é bom sempre fazer diluições usando alguma medida. Dessa forma, você terá uma idéia de quanto deverá diluir da próxima vez. Siga as recomendações do fabricante e, tendo alguma dúvida, entre em contato com ele.

### PRODUTOS QUÍMICOS DE USO DIÁRIO PREPARADOS NA FORMA DE SOLUÇÕES

Tipo do produto				
Sabão em pó	Amaciante de roupas	Detergente em pó	Sais de banho	Enxaguardor bucal
Função				
Lavar roupas.	Amaciar as roupas e perfumar.	Lavar louças.	Relaxar e perfumar.	Anti-séptico bucal: é exterminador de microrganismos (bactérias, fungos e outros).
Unidade de medida de dosagem				
Copo americano (180 mL). Conforme a marca da máquina, a quantidade pode variar.	Meio copo americano (90 mL).	Reservatório da máquina ou medida indicada pelo fabricante.	100 g na água de uma banheira pequena.	Medida de uma tampa (15 mL), sem diluir em água.
Recomendações do fabricante				
Dissolver o produto na máquina antes de colocar as roupas.	Dissolver o produto na água de enxágüe das roupas.	—	—	Não ingerir, pois pode causar danos à flora intestinal (microrganismos benignos que vivem no intestino).
Outras informações importantes				
Em caso de roupas muito sujas, deixar de molho por 1 ou 2 horas.	Não despejar diretamente sobre as roupas; diluir em um pouco de água antes de colocar na máquina.	Não deve ser utilizado para lavagem manual de louças.	Para banho de chuveiro, dissolva primeiro em água.	Na ingestão acidental, consumir iogurte natural, que ajuda na reconstrução da flora intestinal.



## CONHECENDO UM POUCO MAIS

### TINTURA HOMEOPÁTICA: UMA SOLUÇÃO SEM SOLUTO!

As bases da homeopatia foram lançadas pelo médico alemão Samuel Hahnemann, que defendia o princípio de que semelhante se cura pelo semelhante. Um segundo princípio básico da homeopatia é o da dinamização, segundo o qual os medicamentos tornam-se mais ativos à medida que são diluídos sob agitação. Esse processo de dinamização na homeopatia passa por uma seqüência de tantas diluições que ao final não resta mais soluto em todas as soluções.

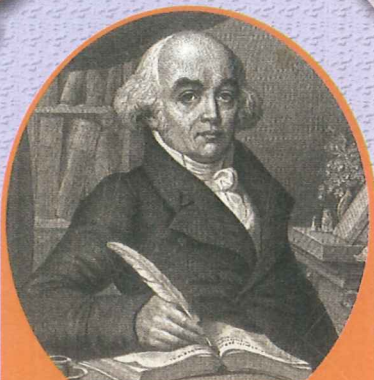
A preparação das tinturas homeopáticas pode ser feita de forma decimal, em que se coloca 1 parte da tintura em um recipiente e misturam-se 9 partes de solvente (mistura de água e álcool), ou de forma centesimal, em que se coloca 1 parte da tintura e 99 partes de solvente. O frasco, então, é agitado vigorosamente (a chamada dinamização) por 100 vezes. A partir da primeira solução diluída, pode-se repetir a diluição, misturando-se 1 parte da tintura com 9 ou 99 partes do solvente, conforme seja a diluição decimal ou centesimal, e agitando-se novamente a solução por 100 vezes. Nas diluições centesimais, o grau de dinamização é indicado por CH (centesimal de Hahnemann). Assim, a indicação 12 CH significa que a substância original do medicamento foi diluída 12 vezes, tendo sido submetida a 1 200 movimentos de agitação.

Vejamos quantas moléculas existem em uma tintura homeopática. Digamos que seja preparado um litro de tintura com a concentração de 1 mol/L de uma determinada substância. Nessa solução, teremos aproximadamente  $6 \times 10^{23}$  moléculas da substância. Ao fazermos a primeira diluição, a solução final conterá  $6 \times 10^{21}$  moléculas. Isso significa que, após 11 diluições centesimais, teríamos apenas 60 moléculas por litro. Assim, em 10 mL dessa solução, teríamos apenas 6 moléculas. As diluições homeopáticas, na maioria das vezes, variam de 30 CH a 1 000 CH.



**PENSE**  
Quantas moléculas haveria em uma solução de 12 CH, preparada a partir de uma solução de 1 mol por litro?

O que teria acontecido com as moléculas iniciais da substância?



**Christian Samuel Hahnemann** (1755-1843) foi quem lançou as primeiras idéias sobre homeopatia, a partir de 1790.

Corbis/Stock Photos

Os remédios homeopáticos funcionam? Há controvérsias! Cabe ao paciente ter um senso crítico sobre qual o melhor tratamento para se obter uma melhor qualidade para sua saúde.

Photodisc





## EXERCÍCIOS

- Um aluno resolveu preparar um litro de solução de hidróxido de sódio, substância utilizada na fabricação do sabão, com concentração de 50 g/L. Ele fez o seguinte: colocou 50 g de hidróxido de sódio (NaOH) e dissolveu diretamente em um litro de água. Responda:
  - Que erro o aluno cometeu na preparação da solução?
  - A solução preparada tem concentração em massa igual, menor ou maior do que 50 g/L?
- Explique como pode ser feita a diluição de uma solução.
- O que acontece com a quantidade de matéria total de soluto quando um volume pequeno de uma solução é diluído em um volume maior?
- Analise as seguintes soluções: a primeira foi obtida dissolvendo-se 0,01 mol de soluto em água para um volume final de 500 mL, enquanto a segunda solução possui um décimo de mol do mesmo soluto por litro de solução. Qual das soluções é mais concentrada? Justifique.
- Três soluções aquosas de ácido clorídrico apresentam as seguintes concentrações:
  - $1,0 \times 10^{-3}$  mol/L;
  - $1,0 \times 10^{-2}$  mol/L;
  - $1,0 \times 10^{-1}$  mol/L.Qual a solução mais diluída?
- Tendo-se 900 mL de uma solução 0,6 mol/L, que volume de solvente deve-se adicionar para que se obtenha uma solução 0,2 mol/L?
- Qual a concentração em quantidade de matéria das soluções resultantes das diluições abaixo?
  - 400 mL de HCl 12 mol/L + 200 mL de  $H_2O$ .
  - 30,0 mL de  $ZnSO_4$  0,30 mol/L + 500 mL de  $H_2O$ .
- Em que volume devem ser diluídos 250 mL de uma solução de 40 g de  $H_2SO_4$  para se obter uma solução 0,10 mol/L?
- Dilui-se uma amostra de 20 mL de  $HNO_3$  16 mol/L para 500 mL. Qual a concentração em quantidade de matéria final da solução?
- Um aluno deseja preparar 200 mL de solução de hidróxido de potássio 0,6 mol/L, tendo à sua disposição uma solução 4 mol/L. Qual o volume que ele deverá utilizar para diluir a solução?
- A água sanitária (hipoclorito de sódio) é muito utilizada na limpeza doméstica. Que volume de água deve-se adicionar a 400 mL de solução 10 mol/L de água sanitária para torná-la 0,5 mol/L?
- Calcule a massa de água que deve ser acrescentada a 3,0 kg de uma solução de KOH(aq) com fração percentual em massa de 40% para convertê-la em uma solução com fração percentual em massa de 15%.
- Qual será a concentração em quantidade de matéria da solução preparada, acrescentando 180 mL de água a 250 mL de solução de HCl a 0,85 mol/L?
- Qual a importância de observar as orientações dos fabricantes em relação à diluição de produtos químicos (remédios, produtos de limpeza etc.)?
- Uma marca de suco de caju traz a seguinte informação no seu rótulo: para o preparo do refresco dilua uma parte do suco em nove partes de água. Que volume desse suco, em mL, deve-se utilizar para o preparo de 1,5 L de refresco?
- No tratamento de pneumonia, pode ser utilizado um antibiótico que traz a seguinte informação: 80 mg de amoxicilina, em gramas por mL. Que quantidade de amoxicilina, em gramas, irá ingerir uma pessoa que tenha de tomar 3 mL duas vezes ao dia, após 7 dias de tratamento?



**X****CONTROVÉRSIA  
CIENTÍFICA****NOTÍCIA**

# A POLÊMICA DA HOMEOPATIA

## EFEITO DESCONHECIDO FAVORECE HOMEOPATIA

*Estudo realizado na Coréia do Sul descobre que diluições sucessivas em água fazem certas moléculas se agruparem.*

Andy Coghlan

Uma descoberta ocasional pode desafiar crenças e ameaça reacender o debate sobre se existe base científica para acreditar que a homeopatia de fato funciona. Um grupo na Coréia do Sul descobriu uma dimensão inteiramente nova no processo que é talvez o mais simples dos livros de Química: o que acontece quando se dissolve uma substância em água e então se adiciona mais água.

O saber convencional diz que as moléculas dissolvidas simplesmente se espalham, afastando-se mais e mais umas das outras à medida que a solução é diluída. Mas dois químicos descobriram que algumas delas fazem exatamente o contrário: elas se agrupam, primeiro como aglomerados de moléculas, depois como grandes agregados.

A descoberta impressionou os cientistas e poderia fornecer o primeiro indício científico sobre como os remédios homeopáticos funcionam. Os homeopatas diluem sucessivas vezes os medicamentos, acreditando que quanto mais alta a diluição mais potente o remédio se torna.

Alguns diluem “infinitamente”, até que não sobre nenhuma molécula no remédio. Eles acreditam que a água mantenha uma memória do ingrediente ativo, que seria mais potente que a molécula em si. Outros usam soluções menos diluídas — geralmente diluindo um remédio seis vezes. O estudo coreano pode finalmente abrir as portas para a reconciliação da potência dessas soluções menos diluídas com a ciência normal.

O químico alemão Kurt Geckeler e seu colega Shashadhar Samal esbarraram no efeito enquanto investigavam fulerenos no seu laboratório no Instituto de Ciência e Tecnologia de Kwangju, Coréia do Sul. Eles descobriram que essas moléculas, também conhecidas como **buckyballs**, continuaram a se agregar em solução. Geckeler, então,

pediu a Samal que procurasse formas de controlar a formação dos aglomerados. O que se descobriu foi um fenômeno novo para a Química. “Quando ele diluiu a solução, o tamanho das partículas de fulereno aumentou”, diz Geckeler. “Era totalmente contra-intuitivo”, diz.

Estudos posteriores mostraram que não era coincidência. Moléculas orgânicas, como a de ciclodextrina e a de DNA, e inorgânicas, como a de cloreto de sódio, se comportavam do mesmo jeito.

A diluição normalmente fazia as moléculas se juntarem em agregados 5 a 10 vezes maiores que os da solução original. O crescimento não era linear e dependia da concentração do original.

“O histórico da solução é importante. Quanto mais diluída ela começa, maiores são os agregados”, diz Geckeler. Outra coisa: o efeito só funcionou para solventes polares, como a água, em que uma ponta da molécula tem uma pronunciada carga positiva e a outra, uma carga negativa.

O achado poderia fornecer uma explicação para o suposto funcionamento de alguns remédios homeopáticos — algo que tem desafiado a explicação científica. Diluir um remédio poderia aumentar o tamanho das partículas até torná-las biologicamente ativas.

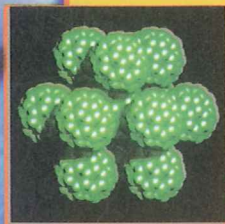
A descoberta também ecoa as afirmações do imunologista francês Jacques Benveniste. Em 1988, Benveniste relatou na revista *Nature* que uma solução que antes contivera anticorpos ainda ativava células humanas. Ele dizia que a solução ainda funcionava porque continha “lembranças” na estrutura da água em que os anticorpos haviam estado.

Outros pesquisadores não conseguiram reproduzir os achados de Benveniste, mas os homeopatas ainda acreditam que ele tenha esbarrado em algo. O próprio Benveniste não acha que a nova descoberta ajude a explicar seus resultados, porque a solução não estava diluída o suficiente. “Esse fenômeno não se aplica à alta diluição”, diz.

Para o químico Jan Enberts, da Universidade de Groningen, Holanda, “dizer que o fenômeno tem importância biológica é especulação”. Mas ele não duvida de que Samal e Geckeler descobriram algo novo. “É surpreendente.”

(Folha de S.Paulo, 8 nov. de 2001.)

Fotos: SPL/Stock Photos





## QUÍMICO DA USP VÊ DESCOBERTA COM CAUTELA

Da reportagem local

Segundo o pesquisador Paulo Sérgio Santos, diretor do Instituto de Química da USP, a propriedade de agregação observada no estudo relatado pela revista *New Scientist* foi uma surpresa, mas nada garante que seja válida para todos os tipos de molécula, em soluções infinitamente diluídas. "Usar isso para defender a homeopatia é controverso", afirma. Santos diz que o limite de solução para trabalho em laboratório com certos tipos de molécula equivale a um grama para  $10^{15}$  litros (um algarismo com 15 zeros). As soluções usadas em remédios homeopáticos costumam ultrapassar a ordem de  $10^{20}$ . "Numa solução como essa, a concentração de impurezas pode ser maior que a da molécula estudada." O químico concorda, porém, que o estudo traz revelações inesperadas. "Não posso dizer que isso [a agregação do fulereno] nunca tenha sido observado, mas não é um comportamento comum." Segundo ele, o estudo provavelmente será encarado como relevante, já que passou pelo crivo de revisores especialistas da revista *Chemical Communications*, uma das dez mais prestigiosas da área.

(Folha de S.Paulo,  
8 nov. de 2001.)

## PENSE, DEBATA E ENTENDA

- 1 Debata, com seus colegas, a respeito das vantagens e desvantagens do tratamento feito com remédios homeopáticos.
- 2 Uma pesquisa foi realizada testando a aplicação de diferentes remédios homeopáticos e a administração de placebos (forma farmacêutica sem atividade cujo aspecto é idêntico ao medicamento). O teste foi feito com cerca de 60 pacientes. A tabela abaixo apresenta os resultados do número de vezes que o medicamento homeopático foi mais eficaz do que o placebo.

PROBLEMA MÉDICO	NÚMERO DE TESTES	
	Por tipo de problema	Em que o medicamento homeopático foi mais efetivo do que o placebo
Alergia	7	4
Cutâneo	9	3
Digestivo	9	3
Muscular e ósseo	6	2
Neurológico	7	4
Gravidez	10	5
Respiratório	15	4
Reumatismo	7	4
Cirurgia ou anestesia	12	4
Diversos	7	4

- a) Calcule o percentual de testes em que o remédio homeopático foi mais eficaz do que o placebo.
  - b) O que esse tipo de estudo pretende demonstrar?
  - c) Esse estudo pode ser conclusivo sobre o efeito dos medicamentos homeopáticos? Justifique sua resposta.
  - d) Quais poderiam ser os tipos de problemas nessa pesquisa?
- 3 A medicação homeopática tem sido empregada com sucesso em animais, especialmente pelos adeptos da agropecuária orgânica. Esses resultados justificariam o argumento de que o efeito dos remédios homeopáticos não é apenas psicológico?
  - 4 Organize um debate para discutir a cientificidade e a eficácia terapêutica da homeopatia. Para isso consulte especialistas da área ou busque leituras sobre o tema (sugestão: artigos do tema "Medicina: a questão da homeopatia", publicados em *Ciência Hoje*, vol. 7, nº 39, jan./fev. 1988).



# Tema em foco

## A ÉTICA DA BELEZA

Toda sociedade possui valores que norteiam o seu comportamento, delimitando o que é certo e errado nas mais variadas situações. O campo do conhecimento que estuda esses valores chama-se Ética. Em todo o mundo, prega-se a necessidade de haver ética na política, nos esportes, no ambiente de trabalho. Mas o que significa isso na prática? E no campo da Química, o que é ser ético?

A resposta não é tão simples quanto parece à primeira vista, pois os valores éticos estão intimamente ligados à cultura e aos conhecimentos de um povo e esses mudam conforme o lugar e a época. Quer um exemplo? Há alguns anos, parecia algo muito correto usar animais de laboratório para testar produtos químicos, sobretudo remédios e cosméticos que seriam depois utilizados por seres humanos. O teste é necessário para definir em que concentração um produto pode ser eficiente, sem, no entanto, causar reações ou efeitos colaterais que inviabilizem seu uso. Assim, antes de lavar o cabelo do bebezinho com um xampu cuja fórmula não irrita

seus olhos, por exemplo, os laboratórios pingavam desse produto diretamente nos olhos de um coelho. Se ele suportasse bem o xampu nos olhos, sem irritação, significaria que o produto poderia ser usado sem risco também na criança. Naturalmente, até se chegar a uma fórmula bem-sucedida, muitos coelhinhos sofreram.




É eticamente aceitável o uso, em larga escala, de animais como cobaias para testes de cosméticos e remédios?

Se os cientistas não utilizarem animais como cobaias, como poderão testar novos produtos químicos antes de usá-los em seres humanos?

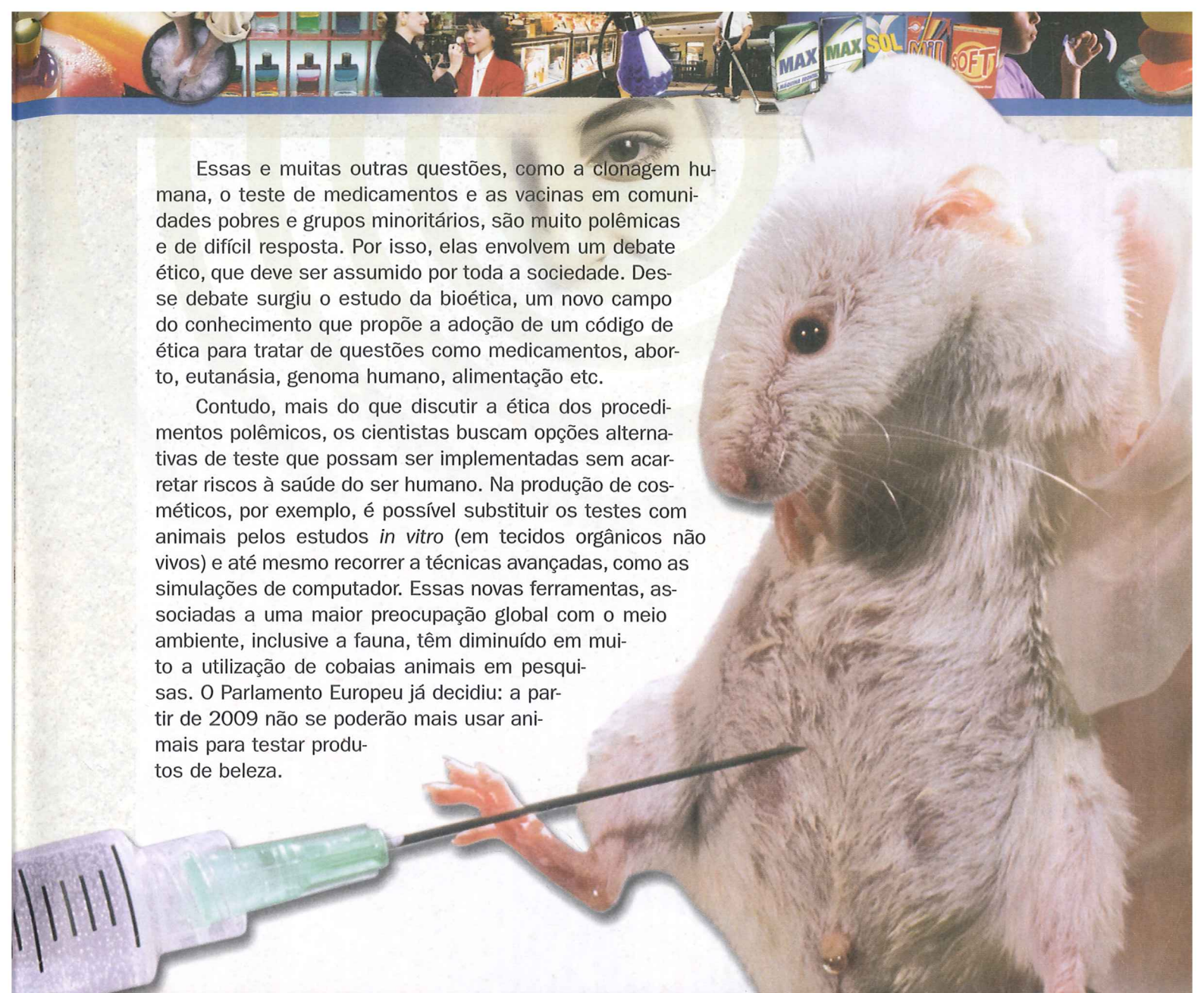
Muitos dos cosméticos que você usa são testados em animais de laboratório. Você acha isso correto?





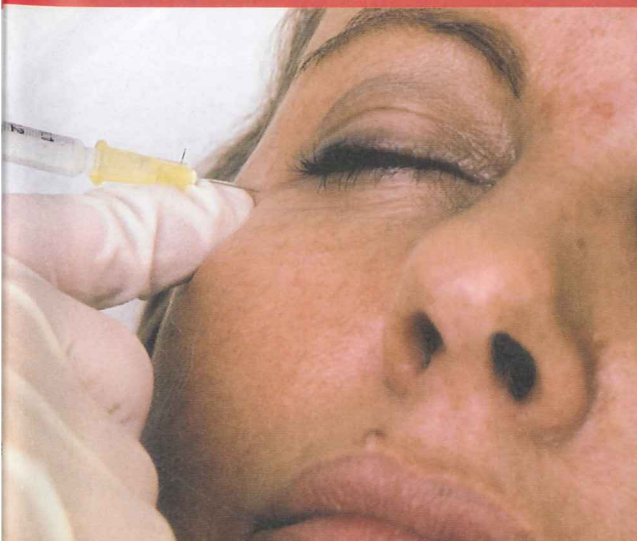
Essas e muitas outras questões, como a clonagem humana, o teste de medicamentos e as vacinas em comunidades pobres e grupos minoritários, são muito polêmicas e de difícil resposta. Por isso, elas envolvem um debate ético, que deve ser assumido por toda a sociedade. Desse debate surgiu o estudo da bioética, um novo campo do conhecimento que propõe a adoção de um código de ética para tratar de questões como medicamentos, aborto, eutanásia, genoma humano, alimentação etc.

Contudo, mais do que discutir a ética dos procedimentos polêmicos, os cientistas buscam opções alternativas de teste que possam ser implementadas sem acarretar riscos à saúde do ser humano. Na produção de cosméticos, por exemplo, é possível substituir os testes com animais pelos estudos *in vitro* (em tecidos orgânicos não vivos) e até mesmo recorrer a técnicas avançadas, como as simulações de computador. Essas novas ferramentas, associadas a uma maior preocupação global com o meio ambiente, inclusive a fauna, têm diminuído em muito a utilização de cobaias animais em pesquisas. O Parlamento Europeu já decidiu: a partir de 2009 não se poderão mais usar animais para testar produtos de beleza.




Alguns dos tratamentos estéticos da moda ainda não tiveram seus resultados ou possíveis efeitos colaterais estudados cientificamente. De certa forma, quem os adota também está sendo usado como cobaia.

Em 2000, manifestantes protestaram em Londres e pediram boicote a empresas que fazem testes com animais.







É a partir da discussão ética que a sociedade exige novas pesquisas e soluções para problemas que vão surgindo. Se não tivermos a prática de questionar nossos atos e atitudes, podemos simplesmente reproduzir ações que privilegiam a inversão de valores, sobretudo quando é o consumo que está em questão. No caso da estética, você já viu que muitos valores mudaram. Isso até era de se esperar, afinal, a sociedade muda com o passar do tempo. Contudo, a inversão de valores foi de tal sorte que conseguiu desvincular a beleza do bem-estar pessoal. O padrão de beleza passou a ser tão-somente o que agrada financeiramente à indústria do mundo *fashion*. Não importa se para isso temos de mutilar nosso corpo, esgotar nossas economias, reforçar um sistema de discriminação social e racial, ou até agravar os problemas ambientais.

Pois é, quem trabalha na área da estética lida diariamente com questões delicadas, como a auto-estima e a busca pela felicidade. Sabe que muitas pessoas não hesitariam em gastar grandes somas de dinheiro na esperança de ver cumpridas promessas de beleza rápida e fácil. Nesse sentido, é necessário que a família, a comunidade, o Estado, a Justiça, os cientistas, a Igreja e as demais instituições fiquem atentos às atitudes que estão sendo tomadas em todas as áreas, para que a ambição pelo lucro não leve à negação do princípio básico da ética: o respeito à vida. Afinal, a beleza que devemos buscar é a da própria vida.





## PENSE, DEBATA E ENTENDA

- 1 Comente e debata as afirmações:
  - a) Avanços tecnológicos significam melhoria de qualidade de vida.
  - b) A indústria de cosméticos usa animais e placentas de animais na preparação de cosméticos.
  - c) As indústrias químicas adicionam substâncias a cosméticos e alimentos para melhorar sua aparência, a fim de aumentar as vendas e, conseqüentemente, os lucros.
- 2 Até que ponto a sociedade, de forma geral, pode influenciar na elaboração de normas de conduta ética feitas pelos comitês e pelas instituições responsáveis?
- 3 Debata com os seus colegas sobre como podemos conciliar ações que mantenham a nossa estética e bem-estar, prazer, saúde e meio ambiente.

## AÇÃO CIDADANIA

- 1 Pesquisa de opinião: entreviste mulheres e homens vaidosos, que procuram estar sempre na moda, e vendedoras e/ou representantes de cosméticos. Elabore perguntas como:
  - a) Você conhece a composição dos produtos de beleza que utiliza/vende?
  - b) Você tem conhecimento sobre o que eles podem causar à pele, à visão etc.?
  - c) Você compra/vende sempre os produtos que estão na moda?
  - d) Qual calça escolheria: uma que está no baú, mas é confortável, ou uma calça da moda, mas desconfortável? Justifique.Compare a opinião dos entrevistados com a sua. Coloque em discussão no grupo de sua sala.
- 2 Identifique na sua escola grupos de pessoas que usam estilos diferenciados de roupas. Elabore um questionário e faça uma entrevista com essas pessoas, tentando identificar as características e os valores de cada grupo, além dos motivos pelos quais elas optam por esse modo de vestir.



## EXERCÍCIOS DE REVISÃO

Para responder às questões, se necessário, consulte os dados de massa atômica na tabela periódica no final do livro.

1. (UnB-DF) Os microprocessadores atuais são muito pequenos e substituíram enormes placas contendo inúmeras válvulas. Eles são organizados de forma que apresentem determinadas respostas ao serem percorridos por um impulso elétrico. Só é possível a construção de dispositivos tão pequenos devido ao diminuto tamanho dos átomos. Sendo estes muito pequenos, é impossível contá-los. A constante de Avogadro — e não o número de Avogadro — permite que se calcule o número de entidades — átomos, moléculas, fórmulas unitárias etc. — presentes em uma dada amostra de substância. O valor dessa constante, medido experimentalmente, é igual a  $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ . Com relação ao assunto, julgue os seguintes itens.

- (1) A constante de Avogadro é uma grandeza, sendo, portanto, um número ( $6,02 \times 10^{23}$ ) multiplicado por uma unidade de medida ( $\text{mol}^{-1}$ ).
- (2) A constante de Avogadro, por ser uma grandeza determinada experimentalmente, pode ter seu valor alterado em função do avanço tecnológico.
- (3) Massas iguais de diferentes elementos químicos contêm o mesmo número de átomos.
- (4) Entre os elementos químicos, o único que, em princípio, não está sujeito a uma variação de massa atômica é o isótopo do carbono de massa 12,00 u.

2. (Vunesp-SP) Na Natureza, de cada 5 átomos de boro, 1 tem massa atômica igual a 10 u (unidade de massa atômica) e 4 têm massa atômica igual a 11 u. Com base nestes dados, a massa atômica do boro, expressa em u, é igual a:

- a) 10.
- b) 10,5.
- c) 10,8.
- d) 11.
- e) 11,5.

3. (Uerj) Para saciar a sede, uma das bebidas mais procuradas é a água-de-coco, pois além de saborosa é muito nutritiva. Um copo de 200 mL de água-de-coco tem, em média, a seguinte composição:

Calorias	22,00 cal
Proteínas	0,30 g
Lipídios	0,20 g
Cálcio	20,00 mg
Fósforo	13,00 mg
Carboidratos	4,79 g
Sódio	25,00 g
Potássio	147,00 mg
Ferro	3,00 mg
Vitamina C	2,00 mg
Colesterol	0,00 mg

$$1 \text{ mg} = 0,001 \text{ g}$$

$$N = 6 \times 10^{23}$$

Após beber um copo dessa água, um indivíduo teria ingerido um número de átomos de cálcio equivalente a:

- a)  $3 \times 10^{20}$ .
- b)  $6 \times 10^{21}$ .
- c)  $5 \times 10^{22}$ .
- d)  $4 \times 10^{25}$ .

4. (Unirio-RJ) O zinco é um elemento importante para a saúde, mas é importante também manter uma dieta balanceada desse elemento. Deficiências de zinco podem ocasionar problemas de crescimento, desenvolvimento incompleto dos órgãos sexuais e dificuldades de cicatrização de ferimentos. Por outro lado, o excesso de zinco pode causar anemia e problemas renais. O zinco está presente nos ovos, fígado e mariscos, numa concentração em torno de 4 mg por 100 g. Quantos átomos de zinco estão presentes em 1,7 kg de fígado?

- a)  $5 \times 10^{20}$ .
- b)  $5 \times 10^{21}$ .
- c)  $6 \times 10^{18}$ .
- d)  $6 \times 10^{19}$ .
- e)  $6 \times 10^{20}$ .

5. (Unirio-RJ) Considere que a alga microscópica *Spirulina platensis*, muito utilizada como complemento alimentar, possui uma fração percentual de 48% em massa de carbono e de 7% em massa de hidrogênio. Um comprimido dessa alga, comprado em farmácia, possui 1 g de espirulina. Quantos átomos de carbono e de hidrogênio, respectivamente, existem nesse comprimido?

Dado: número de Avogadro =  $6 \times 10^{23}$ .

- a)  $2,4 \times 10^{22}$  e  $2,1 \times 10^{22}$ .
- b)  $2,4 \times 10^{22}$  e  $4,2 \times 10^{22}$ .
- c)  $1,2 \times 10^{23}$  e  $2,1 \times 10^{22}$ .
- d) 4 e 7.
- e) 0,04 e 0,07.

6. (Vunesp-SP) A tabela, a seguir, contém alguns dados das substâncias sacarina, aspartame e ciclamato de sódio, utilizadas como adoçantes. Para a mesma massa de cada uma dessas substâncias, pode-se afirmar que: a menor quantidade de matéria de substâncias, o menor número de átomos de nitrogênio e a menor massa de oxigênio estão contidos, respectivamente, em:

Substância	Sacarina	Aspartame	Ciclamato de sódio
Fórmula	$\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3\text{NS}$	$\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{O}_5\text{N}_2$	$\text{NaC}_6\text{H}_{12}\text{O}_3\text{NS}$
Massa molecular	183	294	201



- a) aspartame, ciclamato de sódio, ciclamato de sódio.  
 b) aspartame, aspartame, ciclamato de sódio.  
 c) aspartame, aspartame, aspartame.  
 d) sacarina, sacarina, sacarina.  
 e) sacarina, ciclamato de sódio, aspartame.

7. (Uerj) "O perigo oculto das embalagens"

Alumínio, chumbo e materiais plásticos como o polipropileno são substâncias que estão sob suspeita de provocar intoxicações no organismo humano. (O Globo, 13/07/97.)

Considerando uma embalagem de creme dental que contenha 0,207 g de chumbo, a quantidade de matéria de átomos desse elemento químico corresponde a:

- a)  $1,00 \times 10^{-3}$ .  
 b)  $2,07 \times 10^{-3}$ .  
 c)  $1,20 \times 10^{23}$ .  
 d)  $6,02 \times 10^{23}$ .

8. (PUC-SP) Para a prevenção da cárie dentária recomenda-se a adição de fluoreto à água potável ou a fluoretação do sal de cozinha. Há necessidade de se acrescentar cerca de  $1,8 \times 10^{-3}$  g de fluoreto à dieta diária. Que quantidade de íons, em mols, há em  $1,8 \times 10^{-3}$  g de fluoreto?

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

9. (Fuvest-SP) A concentração em quantidade de matéria de íons fluoreto em uma água de uso doméstico é de  $5,0 \times 10^{-5}$  mol/L. Se uma pessoa tomar 3,0 litros dessa água por dia, ao fim de um dia, a massa de fluoreto, em miligramas, que essa pessoa ingeriu é igual a:

- a) 0,9.  
 b) 1,3.  
 c) 2,8.  
 d) 5,7.  
 e) 15.

10. (Cesgranrio-RJ) O inseticida Parathion tem a seguinte fórmula molecular:  $C_{10}H_{14}O_5NSP$ . Assinale a alternativa que indica a massa de 1 mol desse inseticida:

- a) 53 g.  
 b) 106 g.  
 c) 152 g.  
 d) 260 g.  
 e) 291 g.

11. (Unirio-RJ) "A Nasa tem um ambicioso plano de mandar uma missão tripulada a Marte. (...) Porém, a medicina ainda não tem respostas para contornar as dificuldades impostas ao organismo pelas condições climáticas e atmosféricas de Marte. (...) Cogita-se que os equipamentos usados em Marte devem ser testados antes numa base a ser construída na Lua. (...)

Importando-se UM QUILO DE HIDROGÊNIO terrestre e usando-se OITO QUILOS DE OXIGÊNIO extraído de rochas lunares, os astronautas teriam combustível suficiente para alimentar os motores que estão sendo desenvolvidos pela Nasa." (O Globo, 04/07/98.)

A quantidade de matéria das substâncias hidrogênio e oxigênio são, respectivamente, de:

- a)  $3 \times 10^{26}$  e  $1,5 \times 10^{26}$ .  
 b)  $6 \times 10^{26}$  e  $3 \times 10^{26}$ .  
 c) 500 e  $6 \times 10^{26}$ .  
 d) 500 e 250.  
 e) 1000 e 500.

12. (Unicamp-SP) Um medicamento contém 90 mg de ácido acetilsalicílico ( $C_9H_8O_4$ ) por comprimido. Quantas moléculas dessa substância há em cada comprimido? Dado: constante de Avogadro =  $6,0 \times 10^{23}$  mol<sup>-1</sup>.

13. (Fuvest-SP) O limite máximo de "ingestão diária aceitável" (IDA) de ácido fosfórico, aditivo em alimentos, é de 5 mg/kg de peso corporal. Calcule o volume de refrigerante, contendo ácido fosfórico na concentração em massa de 0,6 g/L, que uma pessoa de 60 kg deve ingerir para atingir o limite máximo de IDA.

14. (Fuvest-SP) Abundância de alguns metais na crosta terrestre.

Metal	% em massa	Massa molar (em mol)
Ferro	4,7	55,8
Cálcio	3,4	55,8
Sódio	2,6	23,0
Potássio	2,3	39,1
Magnésio	1,9	24,3

Considerando apenas esses metais, podemos afirmar que existe na crosta terrestre maior número de átomos de

- a) ferro.  
 b) cálcio.  
 c) sódio.  
 d) potássio.  
 e) magnésio.

15. (Fuvest-SP) O Brasil produz, por ano, aproximadamente,  $5,0 \times 10^6$  toneladas de ácido sulfúrico,  $1,2 \times 10^6$  toneladas de amônia e  $1,0 \times 10^6$  toneladas de soda cáustica. Transformando-se toneladas em mols, a ordem decrescente de produção dessas substâncias será:

- a)  $H_2SO_4 > NH_3 > NaOH$ .  
 b)  $H_2SO_4 > NaOH > NH_3$ .  
 c)  $NH_3 > H_2SO_4 > NaOH$ .  
 d)  $NH_3 > NaOH > H_2SO_4$ .  
 e)  $NaOH > NH_3 > H_2SO_4$ .



16. (UFG-GO) Há mais carbono entrando do que saindo da floresta amazônica, apontam as medições nas torres do LBA, com saldo de até 5 toneladas por hectare por ano, um valor considerável. Essas medidas são feitas nas torres, 20 metros acima do dossel (copa das árvores). Um aparelho que registra o fluxo vertical de ar, em ambas as direções, tem no interior um sensor de CO<sub>2</sub>. O gás carbônico que flui para cima, em geral de noite, provém das plantas, durante o processo de respiração. De dia, o fluxo se inverte, com CO<sub>2</sub> sendo extraído da atmosfera pela fotossíntese. Em outras palavras, a floresta amazônica está “crescendo”, no sentido de que sua biomassa está aumentando. Com 4 milhões de quilômetros quadrados, ou 400 milhões de hectares, poderia — numa conta grosseira — sumir com 800 milhões de toneladas de carbono por ano. Na pior das hipóteses, o equivalente a algo na faixa de 5% a 13% das emissões mundiais de gases-estufa. (Adaptado da *Folha de S.Paulo*, 25 jun. 2000, *Mais!*, p. 27.)

Analisando-se as informações desse texto e utilizando-se dos conhecimentos da Química, pode-se afirmar que

- o carbono é fixado pelas plantas no processo de respiração.
- o saldo de carbono fixado é de até  $2,5 \times 10^{31}$  átomos por hectare, por ano.
- o carbono entra na floresta na forma de CO<sub>2</sub> gasoso.
- a floresta amazônica poderia sumir com  $6,6 \times 10^{23}$  mol de átomos de carbono por ano.

17. (Enem) Produtos de limpeza, indevidamente guardados ou manipulados, estão entre as principais causas de acidentes domésticos. Leia o relato de uma pessoa que perdeu o olfato por ter misturado água sanitária, amoníaco e sabão em pó para limpar banheiro: “A mistura ferveu e começou a sair uma fumaça asfixiante. Não conseguia respirar e meus olhos, nariz e garganta começaram a arder de maneira insuportável. Saí correndo à procura de uma janela aberta para poder voltar a respirar”. O trecho sublinhado poderia ser reescrito, em linguagem científica, da seguinte forma:

- As substâncias químicas presentes nos produtos de limpeza evaporaram.
- Com a mistura química, houve produção de uma solução aquosa asfixiante.
- As substâncias sofreram transformações pelo contato com o oxigênio do ar.
- Com a mistura, houve transformação química que produziu rapidamente gases tóxicos.
- Com a mistura, houve transformação química, evidenciada pela dissolução de um sólido.

18. (Enem) Entre os procedimentos recomendados para reduzir acidentes com produtos de limpeza, aquele que deixou de ser cumprido, na situação discutida na questão anterior, foi:

- Não armazene produtos em embalagens de natureza e finalidade diferentes das originais.
- Leia atentamente os rótulos e evite fazer misturas cujos resultados sejam desconhecidos.

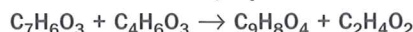
c) Não armazene produtos de limpeza e substâncias químicas em locais próximos a alimentos.

d) Verifique, nos rótulos das embalagens originais, todas as instruções para os primeiros socorros.

e) Mantenha os produtos de limpeza em locais absolutamente seguros, fora do alcance de crianças.

19. (Vunesp-SP) Quando um objeto de ferro enferruja ao ar, sua massa aumenta. Quando um palito de fósforo é aceso, sua massa diminui. Essas observações violam a Lei da Conservação das Massas? Justifique sua resposta.

20. (Unifenas-MG) A aspirina é preparada pela reação do ácido salicílico (C<sub>7</sub>H<sub>6</sub>O<sub>3</sub>) com anidrido acético (C<sub>4</sub>H<sub>6</sub>O<sub>3</sub>) de acordo com a equação:



aspirina

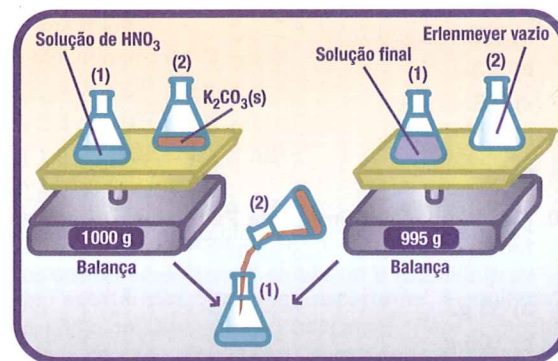
A massa de aspirina produzida pela reação de 13,8 g de ácido salicílico com 20,4 g de anidrido acético será:

- 10,2 g.
- 13,8 g.
- 18 g.
- 36 g.
- 180 g.

21. (Vunesp-SP) Aquecendo-se 21 g de ferro com 15 g de enxofre obtêm-se 33 g de sulfeto ferroso, restando 3 g de enxofre. Aquecendo-se 30 g de ferro com 16 g de enxofre obtêm-se 44 g de sulfeto ferroso, restando 2 g de ferro.

Demonstrar que esses dados obedecem às leis de Lavoisier (conservação da massa) e de Proust (proporções definidas).

22. (PUC-SP) Querendo verificar a Lei de Conservação das Massas (Lei de Lavoisier), um estudante realizou a experiência esquematizada a seguir:



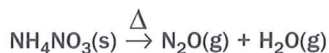
Terminada a reação, o estudante verificou que a massa final era menor que a massa inicial. Assinale a alternativa que explica o ocorrido:

- A Lei de Lavoisier só é válida nas condições normais de temperatura e pressão.
- A Lei de Lavoisier não é válida para reações em solução aquosa.
- De acordo com a Lei de Lavoisier, a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes, quando estes se encontram no mesmo estado físico.

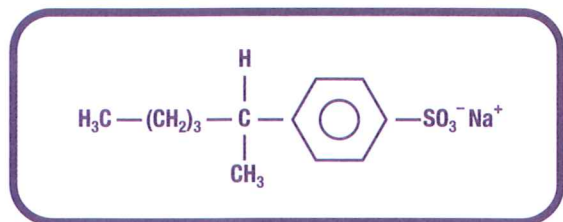


- d) Para que se verifique a Lei de Lavoisier é necessário que o sistema seja fechado, o que não ocorreu na experiência realizada.
- e) Houve excesso de um dos reagentes, o que invalida a Lei de Lavoisier.

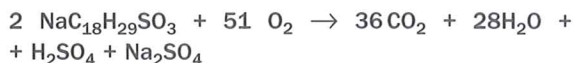
23. (Vunesp-SP) O óxido nitroso,  $N_2O$ , é conhecido como "gás hilariante" e foi um dos primeiros anestésicos a ser descoberto. Esse gás pode ser obtido pelo aquecimento de nitrato de amônio sólido.



- a) Balanceie a equação.
- b) Calcule a massa do nitrato de amônio necessária para se obterem 880 g de óxido nitroso.
24. (Fuvest-SP) O sal

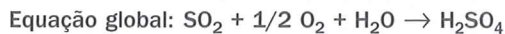


é constituinte de detergentes. Sofre biodegradação representada por:



- a) Calcular a massa de  $O_2$  necessária para biodegradar 10,0 g desse sal.
- b) Explicar a ação de limpeza desse sal.
25. (Unicamp-SP) Duas amostras de carbono, C, de massas iguais, foram totalmente queimadas separadamente, empregando-se oxigênio,  $O_2$ , num dos casos, e ozônio,  $O_3$ , no outro. Houve sempre combustão completa, produzindo somente  $CO_2$ .
- a) A massa de dióxido de carbono,  $CO_2$  que se forma, é a mesma nos dois casos? Justifique sua resposta.
- b) São iguais as quantidades, em mols, de  $O_2$  e de  $O_3$  consumidas nas duas reações? Justifique sua resposta.
26. (Fuvest-SP) Nas estações de tratamento de água, eliminam-se as impurezas sólidas em suspensão através do arraste por floculos de hidróxido de alumínio, produzidos na reação representada por
- $$Al_2(SO_4)_3 + 3 Ca(OH)_2 \rightarrow 2 Al(OH)_3 + 3 CaSO_4$$
- Para tratar  $1,0 \times 10^6 m^3$  de água foram adicionadas 17 toneladas de  $Al_2(SO_4)_3$ . Qual a massa de  $Ca(OH)_2$  necessária para reagir completamente com esse sal?
- a) 150 quilogramas.
- b) 300 quilogramas.
- c) 1,0 tonelada.
- d) 11 toneladas.
- e) 30 toneladas.
27. (UFV-MG) Os vulcões ativos — uma das fontes naturais de poluição — emitem toneladas de dióxido de enxofre ( $SO_2$ ) para a atmosfera. Segundo as equações

a seguir, o  $SO_2$  é convertido em ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), o que torna a chuva ácida.



Em 1982, o vulcão El Chincón, no México, emitiu aproximadamente 3,21 milhões de toneladas ( $3,21 \times 10^{12} g$ ) de  $SO_2$ .

Supondo que todo esse  $SO_2$  fosse convertido em  $H_2SO_4$ , que quantidade de matéria de  $H_2SO_4$  seria formada?

28. (Fatec-SP) Um dos mecanismos de destruição da camada de ozônio na atmosfera é representado pela equação:



Considerando que um avião supersônico de transporte de passageiros emita 3 toneladas de  $NO(g)$  por hora de voo, a quantidade de ozônio, em toneladas, consumida em um voo de 7 horas de duração é

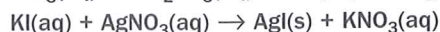
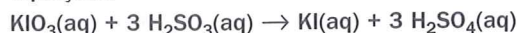
- a) 336,0.      d) 21,0.
- b) 70,0.      e) 13,1.
- c) 33,6.
29. (UFMG) O sulfato de cobre,  $CuSO_4$ , é um sal com ampla aplicação na agricultura (fungicida, fertilizante, componente da ração de animais etc.). Ele é obtido industrialmente através de um processo que, de forma simplificada, pode ser representado pela seguinte equação:
- $$CuO(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow CuSO_4(aq) + H_2O(l)$$
- Em relação ao sistema contendo 10 mol de  $CuO$  e 1,3 kg de  $H_2SO_4$ , pode-se afirmar que:
- a) a adição de maior quantidade de  $H_2SO_4$  ao sistema aumenta a massa de  $CuSO_4$  formada.
- b) a quantidade de matéria de  $CuSO_4$  formada será inferior a 13 mol.
- c) a quantidade de matéria de  $CuSO_4$ , no final da reação, será igual à quantidade de matéria inicial de  $H_2SO_4$ .
- d) a solução resultante será neutra após a reação ter-se completado.
- e) o sistema contém  $CuO$  após a reação ter-se completado.

30. (UnB-DF) O etanol ou álcool etílico ( $CH_3CH_2OH$ ) ainda é um combustível muito utilizado no Brasil como fonte alternativa de energia. Uma de suas vantagens é que, ao sofrer combustão completa, produz simplesmente gás carbônico ( $CO_2$ ) e água. Com o auxílio dessas informações e do texto, julgue os itens abaixo.

- (1) Na reação de combustão completa do etanol, as relações entre as quantidades de matéria dos reagentes e produtos são sempre as mesmas.
- (2) Escrevendo-se a equação balanceada da reação de queima de um mol de etanol, encontram-se coeficientes 2 e 3 para os produtos.
- (3) A evaporação de 23 g de etanol, nas CNTP, produzirá 45,4 L de gás.

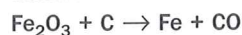


31. (UnB-DF) Um aluno decidiu realizar um projeto de Química em sua escola, investigando o teor de iodato de potássio em uma marca de sal. Uma amostra de massa igual a 1,0 g do sal de cozinha foi dissolvida em água e o iodo foi precipitado na forma de iodeto de prata (AgI), conforme representado pelas seguintes equações:



Sabendo que a massa de iodeto de prata obtida foi de  $4,70 \times 10^{-5}$  g, calcule, em gramas, a massa de iodato de potássio presente em uma tonelada de sal. Despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

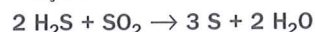
32. (Cesgranrio-RJ) Num processo de obtenção de ferro a partir da hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), considere a equação não balanceada:



Utilizando-se 4,8 t de minério de ferro e admitindo-se um rendimento de 80% na reação, a quantidade de ferro produzida será de:

- a) 2 688 kg.  
b) 3 360 kg.  
c) 1 344 t.  
d) 2 688 t.  
e) 3 360 t.

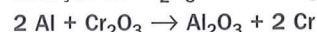
33. (Cesgranrio-RJ) O  $\text{H}_2\text{S}$  reage com o  $\text{SO}_2$  segundo a reação:



Assinale, entre as opções a seguir, aquela que indica a quantidade de matéria máxima de S que pode ser formada quando se faz reagirem 5 mol de  $\text{H}_2\text{S}$  com 2 mol de  $\text{SO}_2$ :

- a) 3.                      d) 7,5.  
b) 4.                      e) 15.  
c) 6.

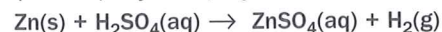
34. (Fuvest-SP) Cromo metálico pode ser produzido pela redução de  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  com Al segundo a equação:



Supondo a reação completa, a massa de cromo produzida pela reação de 5,4 kg de Al com 20,0 kg de  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  é:

- a) 4,8 kg.                d) 13,7 kg.  
b) 5,2 kg.                e) 15,2 kg.  
c) 10,4 kg.

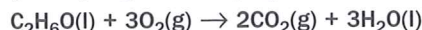
35. (PUC-SP) Seja a equação:



Considerando a pureza do zinco 100%, qual é a massa desse metal necessária para produzir  $3,0 \times 10^{24}$  moléculas de  $\text{H}_2(\text{g})$ ?

- a) 3,25 g.  
b) 32,54 g.  
c) 326,50 g.  
d) 316,44 g.  
e) 340,80 g.

36. (Udesc) Segundo a equação:



a massa de água (em gramas) que se forma quando se queimam 18,4 g de álcool etílico é:

- a) 54,0.  
b) 46,0.  
c) 21,6.  
d) 32,7.  
e) 18,8.

37. (U. Católica Dom Bosco) Dada a equação química não balanceada:



a massa de carbonato de sódio que reage completamente com 0,25 mol de ácido clorídrico é:

- a) 6,62 g.  
b) 26,50 g.  
c) 13,25 g.  
d) 10,37 g.  
e) 20,75 g.

38. (PUC-RJ) A tabela abaixo mostra a solubilidade de vários sais, a temperatura ambiente, em g/100 mL:

$\text{AgNO}_3$ (nitrato de prata)	260
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (sulfato de alumínio)	160
$\text{NaCl}$ (cloreto de sódio)	36
$\text{KNO}_3$ (nitrato de potássio)	52
$\text{KBr}$ (brometo de potássio)	64

Se o solvente de 25 mL de uma solução saturada de um desses sais for completamente evaporado e o resíduo sólido pesar 13 g, o sal é:

- a)  $\text{AgNO}_3$ .  
b)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .  
c)  $\text{NaCl}$ .  
d)  $\text{KNO}_3$ .  
e)  $\text{KBr}$ .

39. (Cesgranrio-RJ) Considere o quadro a seguir:

Propriedade	Dispersão A	Dispersão B	Dispersão C
Natureza das moléculas	átomos, íons ou pequenas moléculas	macromoléculas ou grupos de moléculas	partículas visíveis a olho nu
Efeito da gravidade	não sedimenta	não sedimenta	sedimenta rapidamente
Uniformidade	homogênea	não tão homogênea	heterogênea
Separabilidade	não pode ser separada por filtração	pode ser separada somente por membranas especiais	pode ser separada por papel de filtro

Logo, podemos afirmar que:

- a) A = solução verdadeira; B = suspensão; C = solução coloidal.



- b) A = suspensão; B = solução coloidal; C = solução verdadeira.  
 c) A = solução coloidal; B = solução verdadeira; C = suspensão.  
 d) A = solução coloidal; B = suspensão; C = solução verdadeira.  
 e) A = solução verdadeira; B = solução coloidal; C = suspensão.

40. (CEETEPS-SP) As indústrias fotográficas preparam massas gelatinosas às quais adicionam um ou mais compostos de prata e, com elas, recobrem películas de plástico transparente ou folhas de papel, obtendo, assim, os filmes ou papéis fotográficos.

Suponha que, trabalhando a 50 °C, uma indústria tenha realizado a reação entre  $\text{AgNO}_3$  e  $\text{NaCl}$  com rendimento de 100%, obtendo 100 kg de cloreto de prata como precipitado em 20 000 L de solução (dado: a solubilidade do  $\text{AgCl}$  a 50 °C é aproximadamente  $5 \times 10^{-3}$  g/L). A indústria despreza a solução sobrenadante, jogando-a fora. A massa total de  $\text{AgCl}$ , em kg, produzida na reação química é:

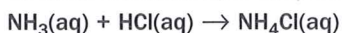
- a) 90,00.      c) 100,00.      e) 110,00.  
 b) 99,99.      d) 100,10.

41. (Mack-SP) O efeito Tyndall é observado quando:

- a) um eletrólito é adicionado a uma solução coloidal.  
 b) uma corrente elétrica atravessa uma solução ou dispersão coloidal.  
 c) um feixe luminoso atravessa uma solução coloidal.  
 d) aquecemos um sol.  
 e) aquecemos um gel.

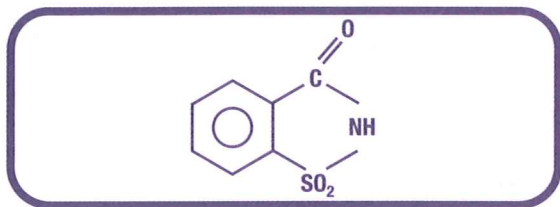
42. (Unicamp-SP) Num refrigerante do tipo "cola", a análise química determinou uma concentração em massa de íons fosfato ( $\text{PO}_4^{3-}$ ) igual a 0,15 g/L. Qual a concentração de fosfato, em quantidade de matéria por litro, nesse refrigerante?

43. (Vunesp-SP) Alguns produtos de limpeza doméstica consistem basicamente de solução aquosa de amônia. Para reagir completamente com a amônia presente em 5,00 mililitros de amostra de um determinado produto de limpeza, foram necessários 31,20 mililitros de ácido clorídrico 1,00 mol/L. A reação que ocorre é:



- a) Calcule a concentração em quantidade de matéria de amônia na amostra.  
 b) Supondo a densidade da solução de amônia igual a 1 grama por mililitro, calcule a fração percentual em massa de amônia presente na amostra.

44. (UFRJ) A sacarina, que tem massa molecular 183 e fórmula estrutural



é utilizada em adoçantes artificiais. Cada gota de um certo adoçante contém 4,575 mg de sacarina. Foram adicionadas, a um recipiente contendo café com leite, 40 gotas desse adoçante, totalizando um volume de 200 mL.

- a) Determine a concentração em quantidade de matéria da sacarina nesse recipiente.  
 b) Quantos mililitros de café com leite devem ser adicionados ao recipiente para que a concentração em massa da sacarina se reduza a 1/3 da concentração em massa inicial?

45. (PUC-MG) De acordo com o laboratório, citrovita — o suco de laranja Danone — apresenta em 200 mL do suco, em média, 80 mg de vitamina C, cuja massa molar é igual a 176 g/mol. No suco de laranja, a concentração, em quantidade de matéria (mol/L), de vitamina C equivale em média a, aproximadamente:

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

46. (UnB-DF) O rótulo de uma garrafa de água mineral indica a seguinte composição química provável, em mg/L:

Bicarbonato de bário	0,04
Bicarbonato de estrôncio	0,01
Bicarbonato de cálcio	4,04
Bicarbonato de magnésio	2,16
Bicarbonato de potássio	13,88
Óxido de alumínio	0,13
Óxido de silício	30,00

Com base na tabela e considerando que, em uma análise laboratorial, foi encontrado um resíduo após a evaporação de uma amostra da água mineral, julgue os itens a seguir.

- (1) A garrafa contém uma solução cujo solvente é o óxido de hidrogênio.  
 (2) O resíduo mencionado poderia ter sido obtido também pelo processo de decantação.  
 (3) Pela composição química fornecida, conclui-se que essa água mineral é formada por 7 elementos químicos.  
 (4) A massa provável de resíduo obtida da evaporação de 100 mL de água será de 5,026 mg.
47. (UnB-DF) Para se averiguar a quantidade de nitrogênio absorvida por certo tipo de planta, foi necessária a preparação de uma solução aquosa de amônia ( $\text{NH}_3$ ), de concentração em quantidade de matéria igual a 0,050 mol/L. De acordo com a lupac, o volume ocupado por um mol de um gás ideal, sob condições normais de temperatura e pressão (CNTP), é de 22,710 L. Considere o gás  $\text{NH}_3$  como sendo ideal, sob CNTP, e calcule, em litros, o volume do gás amônia necessário para preparar 6,000 L da solução. Multiplique o valor calculado por 10 e desconsidere a parte fracionária do resultado, caso exista.



48. (Ufes) Em diabéticos, a ingestão de 80 g de açúcar comum (sacarose) eleva a quantidade de glicose no sangue em 1,0 g de glicose para cada litro de sangue. Considerando-se que a taxa de glicose no sangue dos diabéticos, em condições normais, é de aproximadamente 1,4 g/L, a concentração, em quantidade de matéria, de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) no sangue de uma pessoa diabética após o consumo de 100 g de açúcar será de, aproximadamente:
- $7,8 \times 10^{-3}$  mol/L.
  - $6,9 \times 10^{-3}$  mol/L.
  - $6,9 \times 10^{-2}$  mol/L.
  - $1,5 \times 10^{-2}$  mol/L.
  - $1,5 \times 10^{-1}$  mol/L.

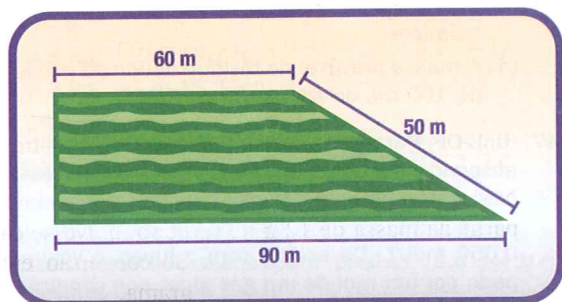
49. (Uerj) Algumas soluções aquosas vendidas no comércio com nomes especiais são mostradas a seguir:

Nome do produto	Fórmula do soluto predominante	Fração percentual em massa
Soro fisiológico	NaCl	0,9
Vinagre	$C_2H_4O_2$	5
Água sanitária	NaClO	2
Água oxigenada	$H_2O_2$	3

Considerando que a densidade das soluções é de 1,0 g/mL e que as soluções são formadas exclusivamente pelo soluto predominante e pela água, o produto que apresenta a maior concentração em quantidade de matéria, mol/L, é:

- soro.
  - vinagre.
  - água sanitária.
  - água oxigenada.
50. (Uerj) Um fertilizante de larga utilização é o nitrato de amônio, de fórmula  $NH_4NO_3$ . Para uma determinada cultura, o fabricante recomenda a aplicação de 1 L de solução de nitrato de amônio de concentração, em quantidade de matéria,  $0,5 \text{ mol} \times L^{-1}$  por  $m^2$  de plantação.

A figura a seguir indica as dimensões do terreno que o agricultor utilizará para o plantio.



A massa de nitrato de amônio, em quilogramas, que o agricultor deverá empregar para fertilizar sua cultura, de acordo com a recomendação do fabricante, é igual a:

- 120.
- 150.
- 180.
- 200.

51. (Fuvest-SP) Considere duas latas do mesmo refrigerante, uma na versão *diet* e outra na versão comum. Ambas contêm o mesmo volume de líquido (300 mL) e têm a mesma massa quando vazias. A composição do refrigerante é a mesma em ambas, exceto por uma diferença: a versão comum contém certa quantidade de açúcar, enquanto a versão *diet* não contém açúcar (apenas massa desprezível de um adoçante artificial). Pesando-se duas latas fechadas do refrigerante, foram obtidos os seguintes resultados:

Amostra	Massa (g)
Lata com refrigerante comum	331,2
Lata com refrigerante <i>diet</i>	316,2

Por esses dados, pode-se concluir que a concentração em massa, em g/L, de açúcar no refrigerante comum é de, aproximadamente:

- 0,020.
  - 0,050.
  - 1,1.
  - 20.
  - 50.
52. (Cesgranrio-RJ) Para se preparar 1,2 litro de solução 0,4 mol/L de HCl, a partir do ácido concentrado (16 mol/L), o volume de água, em litros, a ser utilizado será de:
- 0,03.
  - 0,47.
  - 0,74.
  - 1,03.
  - 1,17.
53. (Unitau-SP) Deseja-se diluir um litro da solução de  $H_2SO_4$  com fração percentual de 80% e de densidade  $2,21 \text{ g/cm}^3$  até o volume de cinco litros. As concentrações em quantidade de matéria do  $H_2SO_4$ , antes e depois da diluição, são, respectivamente, em mol/litro:
- 10,1 e 5,2.
  - 12,0 e 4,0.
  - 4,0 e 11,3.
  - 18,0 e 3,6.
  - 22,5 e 10,5.

54. (UFRGS-RS) Um aditivo para radiadores de automóveis é composto de uma solução aquosa de etilenoglicol. Sabendo que em um frasco de 500 mL dessa solução existem cerca de 5 mol de etilenoglicol ( $C_2H_6O_2$ ), a concentração em massa dessa solução, em g/L, é:

- 0,010.
- 0,62.
- 3,1.
- 310.
- 620.

55. (Uerj) Diluição é uma operação muito empregada no nosso dia-a-dia, quando, por exemplo, preparamos um refresco a partir de um suco concentrado. Considere 100 mL de determinado suco em que a concentração em quantidade de matéria do soluto seja  $0,4 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . O volume de água, em mL, que deverá ser acrescentado para que a concentração em quantidade de matéria do soluto caia para  $0,04 \text{ mol} \cdot L^{-1}$  será de:

- 1 000.
- 900.
- 500.
- 400.



# GABARITO

## CAPÍTULO 1 EXERCÍCIOS (p. 16)

1. A beleza não é mensurável, portanto não é uma grandeza.
2. As medidas são grandezas e são expressas por um número seguido de unidade.
3. Qualquer medição é um processo de comparação entre o que está sendo medido e um padrão de medida. Como existem diferentes unidades de medida, a grandeza sem unidade não tem sentido.
4. Número de entidades.
5. a) Numerosidade.  
b) Não, seria melhor utilizar a grandeza de massa, pois o número de miçangas para se comprar é muito grande.  
c) A grandeza é o comprimento e a sua unidade é o metro.
6. a) massa; b) comprimento; c) volume; d) volume; e) comprimento; f) área.
7. O número de entidades contidas em um sistema, e o símbolo de sua unidade é mol.
8. É impossível ao químico contar um a um os átomos, portanto foi necessária a adoção de uma grandeza que permitisse a contagem de maneira mais fácil.
9. Não. O modelo atômico de Dalton já previa que os átomos de diferentes elementos químicos apresentariam diferentes valores de massa.
10. Pela definição de quantidade de matéria, existe o mesmo número de átomos.
11. Pela definição de quantidade de matéria, o número de entidades é igual.

## EXERCÍCIOS (p. 26)

1. A constante de Avogadro fornece o número de entidades químicas por mol.
2. Ambos terão a mesma quantidade de entidades, ou seja,  $6,02 \times 10^{23}$  grãos ou átomos.
3. Provavelmente não, pois é possível que haja determinações mais precisas, apresentando a constante uma quantidade maior de algarismos significativos.
4. Porque a constante de Avogadro, determinada experimentalmente, é o número de átomos presentes em um mol de carbono; já a dúzia é definida como sendo igual a 12.
5. a) Mg –  $1,20 \times 10^{21}$ ; Fe –  $6,02 \times 10^{20}$ ; Mo –  $1,56 \times 10^{18}$  e Se –  $1,90 \times 10^{19}$ .  
b)  $\text{CaCO}_3$  – 0,025; KI –  $8,9 \times 10^{-7}$ ; CuO –  $2,24 \times 10^{-7}$ ; ZnO –  $3,0 \times 10^{-4}$  e  $\text{MnSO}_4$  –  $3,3 \times 10^{-5}$ .

6. a)  $3,31 \times 10^{23}$ ; b)  $9,51 \times 10^{24}$ ; c)  $1,63 \times 10^{23}$ ; d)  $3,46 \times 10^{42}$ ; e)  $7,53 \times 10^{49}$ .
7. a)  $9,6 \times 10^{23}$  átomos de Al;  $1,45 \times 10^{24}$  átomos de S e  $5,78 \times 10^{23}$  átomos de O;  
b)  $2,71 \times 10^{24}$  átomos de Ca;  $1,80 \times 10^{24}$  átomos de P;  $7,22 \times 10^{24}$  átomos de O;  
c)  $2,05 \times 10^{25}$  átomos de C;  $6,14 \times 10^{25}$  átomos de H;  $1,02 \times 10^{25}$  átomos de O;  
d)  $7,22 \times 10^{25}$  átomos de K;  $1,80 \times 10^{24}$  átomos de Fe;  $1,08 \times 10^{25}$  átomos de C;  $1,08 \times 10^{25}$  átomos de N.
8.  $2,006 \times 10^{23}$  segundos. A idade da Terra é  $1,58 \times 10^{18}$  segundos. Ou seja, nesse ritmo, ainda não teríamos tido um mol de nascimentos.
9.  $9,6 \times 10^{24}$  átomos.
10.  $3,54 \times 10^{22}$  moléculas.
11. (1) C; (2) E; (3) E; (4) E; (5) C.

## EXERCÍCIOS (p. 32)

1. A massa molecular equivale à massa de um constituinte da substância (uma molécula) ou de uma fórmula mínima. A massa molar corresponde à massa de um mol da substância.
2. Massa molecular: 135 u. Massa molar: 135 g/mol.
3. a) Mg = 24,3 u; Si = 28,1 u; O = 16,0 u; H = 1,0 u;  
 $\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2 = 379,3$  u;  $M[\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2] = 379,3$  g/mol.  
Ca = 40,1 u; S = 32,1 u; O = 16,0 u;  
H = 1,0 u;  $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O} = 172,2$  u;  
 $M(\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}) = 172,2$  g/mol.  
Ca = 40,1 u; P = 31,0 u; O = 16,0 u; H = 1,0 u;  
 $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH}) = 498,0$  u;  
 $M[\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})] = 498,0$  g/mol.  
Al = 27,0 u; O = 16,0 u;  $\text{Al}_2\text{O}_3 = 102$  u;  
 $M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102$  g/mol.  
b) A gipsita.  
c) O talco.
4. Não, visto que a constante de Avogadro é obtida a partir da massa de 12 g de carbono. Nesse caso o que seria diferente é o fator de conversão entre a unidade de massa atômica e o grama.
5. a)  $M(\text{NaNO}_2) = 69,0$  g/mol;  $M(\text{KNO}_2) = 85,1$  g/mol;  
 $M(\text{NaNO}_3) = 85,0$  g/mol;  $M(\text{KNO}_3) = 101,1$  g/mol.  
b) 2 g.  
c)  $n(\text{NaNO}_2) = 0,029$  mol;  $n(\text{KNO}_2) = 0,023$  mol;  
 $n(\text{NaNO}_3) = 0,023$  mol;  $n(\text{KNO}_3) = 0,020$  mol.



6. a) A toxina, na forma de Botox, é injetada no local em doses controladas e provoca um edema que preenche a ruga; é uma espécie de paralisia nos músculos, que deixam de se contrair e, portanto, de “marcar” as linhas.

b)  $1,13 \times 10^{-5}$  mol.

7. a) 98 u; b) 74 u; c) 310 u; d) 46 u; e) 368 u; f) 244 u.

### EXERCÍCIOS (p. 37)

1. a) 135 g/mol; b)  $7,4 \times 10^{-5}$  mol.

2. 0,12 mol.

3. 1(C); 2(E); 3(C); 4(C).

4. (1) E; (2) E; (3) C; (4) C.

5. a) Não precisaria ficar exposta ao sol e não correria o risco de causar danos à pele.

b)  $8,36 \times 1020$  moléculas.

6. a) 212 g/mol; b)  $5,6 \times 10^{-5}$  mol; c) Refrigerantes, café, chá mate etc.

d) Resposta pessoal.

7. a) Cápsulas de borato de sódio devem ser utilizadas em casos em que seja constatada a deficiência de boro, mas somente sob orientação médica.

b)  $2,78 \times 10^{-4}$  mol.

### EXERCÍCIOS (p. 54)

1. a) A soma das massas dos reagentes seria igual à soma das massas dos produtos.

b) Se houver um aumento na massa de um dos reagentes, a massa dos demais reagentes e dos produtos deverão aumentar na mesma proporção.

2. Em uma reação os átomos dos produtos são os mesmos átomos encontrados nos reagentes, mas rearranjados de forma diferente. Por isso, a quantidade de átomos dos produtos será igual à quantidade de átomos dos reagentes. Logo, a massa será a mesma.

3. O experimento foi realizado num sistema aberto, logo a palha de aço reagiu com o oxigênio presente na atmosfera, formando um produto que contém átomos de oxigênio. A diferença de massa se deve à massa do gás oxigênio que reagiu com a palha de aço.

4. a) 99 g; b) 664 g.

5. a) 42,3 g; b) X = 71,9 g; Z = 35,8 g; T = 21,2 g;

c) Teste 1:  $mA + mB = mC + mD \Rightarrow 85 + 29,4 = 71,9 + 42,5 \Rightarrow 114,4 = 114,4$ .

Teste 2:  $mA + mB = mC + mD \Rightarrow 42,35 + 14,65 = 35,8 + 21,2 \Rightarrow 57 = 57$ .

Os dados estão de acordo com a Lei da Conservação das Massas.

Teste 1/teste 2 = mA/mA; mB/mB; mC/mC; mD/mD  $\Rightarrow 85/42,35; 29,4/14,65; 71,9/35,8; 42,5/21,2 = 2$ .

Os dados também estão de acordo com a Lei das Proporções Definidas.

d) Teste 1: A/B = 85/29,4 = 2,89.

Teste 2: A/B = 42,35/14,65 = 2,89.

6.

4 Fe + 3 O <sub>2</sub>	2 Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
0	00...
0	00...
0	00...
0	00...

7. (1) E; (2) E; (3) C; (4) E; (5) E.

8. (1) E; (2) C; (3) E; (4) C; (5) E.

9. a)  $4 \text{ Cr} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Cr}_2\text{O}_3$ .

b)  $2 \text{ HCl} + 1/2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ .

c)  $2 \text{ H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ .

d)  $\text{MnO}_2 + 4 \text{ HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ .

e)  $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{ HNO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$ .

f)  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{ CO}_2$ .

### EXERCÍCIOS (p. 70)

1. Eles são importantes para a previsão correta dos produtos e reagentes envolvidos no processo, evitando-se desperdícios.

2. Os índices indicam o número de átomos de cada elemento químico nas fórmulas dos constituintes das substâncias. Os coeficientes indicam as proporções dos constituintes das substâncias que participam da reação.

3. 12,0 mol.

4. a)  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$ ;

b)  $4,89 \times 10^{26}$  moléculas.

5. 9,0 kg.

6. a) 547 g; b)  $1,0 \times 10^{24}$  moléculas; c) 0,66 mol.

7. a) 201,8 g; b) 8,0 mol; c)  $2,4 \times 10^{24}$  átomos.

8. a) 1 597 kg Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; b) 1 398 kg Fe; c) 33 g CO<sub>2</sub>.

9. a) 1 737 g.

b)  $9,28 \times 10^5$  g gordura e  $1,30 \times 10^5$  g NaOH.

c) 18 mol.

10. a)  $7,83 \times 10^4$  mol.

b)  $5,22 \times 10^5$  g.

c)  $3,135 \times 10^6$  g.

11. a)  $\text{H}_3\text{CCH}_2\text{OH}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_3\text{CCOOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

b) 652,17 g.

12. (1) E; (2) C; (3) C; (4) E; (5) E.



13. a) Aproximadamente  $4,51 \times 10^3$  mol de areia, carbonato de cálcio e barrilha.
- b) Aproximadamente  $4,3 \times 10^5$  L.
- c) Porque os vidros se quebram, são mais pesados e ocupam mais espaço, mas têm um ponto positivo: podem ser reutilizados. E a lata fica mais tempo gelada, é mais leve, não tem problema de se quebrar e pode ser reciclada depois de usada.
- d) Porque se gasta uma maior energia para produzi-la. O alumínio é mais caro do que a matéria-prima utilizada para a produção do vidro.

### EXERCÍCIOS (p. 76)

1. Devido à presença de impurezas nos reagentes e também porque muitas reações são reversíveis.
2. 25%.
3. a) 96,38%; b)  $3,56 \times 10^5$  g.
4. a) 1 426,61 g, aproximadamente.
- b) Não. Três doses equivalem a 60 g de álcool no organismo, ou 12 g/L de álcool no sangue.
5. a) 50%.
- b) O carbonato ácido de sódio, que é o bicarbonato de sódio, possui um caráter básico. E o ácido cítrico é um ácido fraco que reage com o bicarbonato de sódio para produzir gás carbônico.
- c)  $1,08 \times 10^{-3}$  L  $\text{CO}_2$ .
6. 11,35 L.
7. 143,8 g.
8.  $1,283 \times 10^3$  kg.
9. 148,7 kg.
10. 51,5 g.

### CAPÍTULO 3

### EXERCÍCIOS (p. 88)

1. Podemos identificá-los pelas suas propriedades físicas e químicas — como cor, textura, cheiro, estabilidade, sabor etc.
2. É o efeito óptico de dispersão da luz pelas partículas, ou seja, o trajeto da luz em um meio quando existem partículas que dispersam os raios luminosos. É mais evidente numa suspensão, pois as suas partículas são maiores.
3. A difusão da luz branca sobre um sistema coloidal.
4. A diferença consiste no tamanho das partículas do material disperso. Nas soluções as partículas são menores que 1 nm, as do colóide são de 1 a 1 000 nm e as do agregado são maiores que 1 000 nm.
5. Materiais homogêneos: álcool, perfume, loção adstringente, soro fisiológico, solução para conservar lentes de contato etc. Materiais heterogêneos: colóides — xampu, condicionador, gel, musse para cabelo, creme de beleza, pasta de dente etc.; agregados — óleos perfumados bifásicos ou trifásicos, leites de limpeza de pele em repouso etc.

6. a) mistura gasosa; b) colóide; c) agregado; d) colóide; e) solução.

7. Solute é o componente que está disperso (dissolvido), ou seja, é o que se apresenta em menor quantidade; solvente é o componente que dispersa (dissolve) os outros componentes, ou seja, é o que se apresenta em maior quantidade.

8. (1) C; (2) E; (3) E; (4) C.

9. A gelatina, em ambos os casos, e a maionese são colóides. Na gelatina dissolvida na água, quando já resfriada, o meio de dispersão é a gelatina e a fase dispersa é a água; quando ela está aquecida, o meio de dispersão é a água e a fase dispersa é a gelatina; na maionese, o meio de dispersão é o azeite e a fase dispersa é o vinagre.

10. a) Espumas líquidas.

b) Porque a espuma é leve, além de existir mais ar do que massa das substâncias.

11. a) Emulsão.

b) Vinagre é uma substância polar e o óleo é uma substância apolar, logo serão imiscíveis. A gema do ovo contém substâncias com uma extremidade polar e outra apolar, funcionando assim como um agente emulsificante.

### EXERCÍCIOS (p. 100)

1. a) Perfume — 8 horas a dois dias; loção perfumada — 6 a 8 horas; água-de-toalete — 4 horas; água-de-colônia — 1 hora e meia; e deocolônia — meia hora, aproximadamente. A duração do odor é consequência da concentração da essência.
- b) Sim. 0,75 g/L.
2. a) 0,32 g/L; 4,0 g/L; 0,24 g/L e 0,2 g/L.
- b) Não. Porque essas bebidas não contêm sais minerais para reidratar o corpo.
- c) Pessoas hipertensas, por causa da cafeína, e pessoas diabéticas, por causa da sacarose e da glicose.
3. a) 0,038 g, 0,957 g, 0,005 g.
- b) Edulcorante — adoçante; diluente — que dilui; antiemectante — não hidratante.
4. 0,65 L. O material é um colóide.
5. Sim. A concentração 2,21 mg/L de fluoreto de sódio equivale a 1,00 mg/L de fluoreto.
6. a) 23,40 g; b) 27,77 g; c) 14,17 g.
7.  $C(\text{açúcar}) = 0,1$  mol/L e  $C(\text{sal}) = 0,043$  mol/L.
8.  $x_1(\text{NaCl}) = 0,20$  e  $x_2(\text{H}_2\text{O}) = 0,80$ .
9.  $x_1(\text{N}_2) = 0,780$ ;  $x_2(\text{O}_2) = 0,211$  e  $x_3(\text{Ar}) = 0,009$ .
10. B.



11. B.
12. 40 gotas.
13. 570 g.
14. B.
15. As pacientes 1 e 5 são anêmicas, e as pacientes 3 e 4 podem estar porque apresentaram valores na região do erro experimental.

### EXERCÍCIOS (p. 107)

1. a) No preparo de soluções, dissolve-se o soluto em um volume menor que o volume final desejado, para depois completá-lo, pois na solução o volume medido é o da solução e não o do solvente.  
b) Nesse caso, o aluno terá um volume de solução menor do que um litro; portanto, com uma concentração maior, permanecerá inalterado o soluto.
2. Acrescentando solvente a essa solução; nesse caso, a quantidade de soluto permanece inalterada e a concentração da solução diminui.
3. A quantidade de matéria do soluto permanece a mesma, mas a sua concentração diminui.
4. A segunda solução, pois apresenta concentração de 0,1 mol/L, enquanto a concentração da primeira é de 0,02 mol/L.
5. Solução I.
6. 1 800 mL.
7. a) 8 mol/L; b) 0,017 mol/L.
8. 4,1 L.
9. 0,64 mol/L.
10. 30 mL.
11. 7,6 L.
12. 5 kg.
13. 0,49 mol/L.
14. Ao seguir as orientações dos fabricantes, evitam-se o desperdício de produtos químicos e a sua contaminação ambiental; a sua concentração será correta, ocorrendo o efeito desejado; com isso haverá economia do produto utilizado.
15. 150 mL.
16. 3,36 g.





## RESPOSTAS DOS EXERCÍCIOS DE REVISÃO

1. (1) C, (2) C, (3) E, (4) C.
2. C.
3. A.
4. E.
5. B.
6. A.
7. A.
8. C.
9. C.
10. E.
11. D.
12.  $3,0 \times 10^{20}$  moléculas.
13. 0,5 L ou 500 mL.
14. C.
15. C.
16. C.
17. D.
18. B.
19. Não. Se as experiências forem realizadas em sistemas fechados, será observado que as massas permanecerão constantes.
20. C.
21. Lei de Lavoisier Lei de Proust  
 $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$   
 $21 \text{ g} + 12 \text{ g} = 33 \text{ g} \rightarrow 21 \text{ g} / 12 \text{ g} = 1,75$   
 $28 \text{ g} + 16 \text{ g} = 44 \text{ g} \rightarrow 28 \text{ g} / 16 \text{ g} = 1,75$
22. D.
23. a)  $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$   
 b) 1600 g.
24. a) 23,45 g.  
 b) Os detergentes são substâncias cujas moléculas apresentam uma extremidade polar que indica afinidade com a água e uma cadeia apolar que mostra afinidade com moléculas apolares, como as de gorduras. Os íons moleculares orientam-se de forma que as partes polares voltem-se para o interior das micelas, que são formadas envolvendo as substâncias apolares. As micelas sofrem repulsão eletrostática por apresentarem a mesma carga. Essa repulsão eletrostática promove a permanência delas em suspensão na água, impedindo assim que se depositem novamente em superfícies já limpas, o que favorece sua eliminação no processo de enxágüe.
25. a) Sim. A massa de dióxido de carbono formada irá depender da massa de carbono, já que o oxigênio e o ozônio não são limitantes.  
 b) Não. Será consumida 1,5 vez mais  $\text{O}_2$  (gás oxigênio) que  $\text{O}_3$  (gás ozônio).
26. D.
27.  $5,01 \times 10^{10}$  mol.
28. C.
29. B.
30. (1) E, (2) C, (3) E.
31. 42 g.
32. A.
33. C.
34. C.
35. C.
36. C.
37. C.
38. D.
39. E.
40. D.
41. C.
42.  $1,5 \times 10^{-3}$  mol/L.
43. a) 6,24 mol/L.  
 b) 10,6 %.
44. a) 0,005 mol/L.  
 b) 400 mL.
45. C.
46. (1) C, (2) E, (3) E, (4) C.
47. 68 L.
48. D.
49. D.
50. A.
51. E.
52. A.
53. D.
54. E.
55. B.





## É BOM LER...



- CHIAVENATO, J. J. *Ética globalizada & sociedade de consumo*. São Paulo, Moderna, 1998.
- HELENE, M. E. M. *Ciência e tecnologia: de mãos dadas com o poder*. São Paulo, Moderna, 1996.
- KUPSTAS, M. (org.) *Ciência e tecnologia em debate*. São Paulo, Moderna, 1998.
- OLIVEIRA, F. *Bioética: uma face da cidadania*. São Paulo, Moderna, 1997.
- PIRES, M. H. *Somos todos diferentes! Convivendo com a diversidade do mundo*. São Paulo, Moderna, 2002.
- ROCHA-FILHO, R. C. *Grandezas e unidades de medida: o sistema internacional de unidades*. São Paulo, Ática, 1988.
- STRAZZACAPPA, C.; MONTANARI, V. *Globalização: o que é isso afinal?* São Paulo, Moderna, 2003.
- USBERCO, J.; SALVADOR, E.; BENABOU, J. E. *Química e aparência*. São Paulo, Saraiva, 2004.
- SOUZA, H.; RODRIGUES, C. *Ética e cidadania*. São Paulo, Moderna, 1994.



## PARA NAVEGAR NA INTERNET



<http://portal.saude.gov.br/saude/>

Site do Ministério da Saúde. Você poderá procurar sobre temas relacionados a drogas, nutrição, adolescência, ciência, tecnologia e saúde (Seção Ciência) e outros.

<http://www.anvisa.gov.br>

Site da Agência Nacional de Vigilância Sanitária. Promove a proteção da saúde da população por intermédio do controle sanitário da produção e da comercialização de produtos e serviços submetidos à vigilância sanitária, inclusive dos ambientes, dos processos, dos insumos e das tecnologias a eles relacionados.

<http://www.bibvirt.futuro.usp.br>

A Biblioteca Virtual do Estudante Brasileiro é um projeto que visa oferecer recursos educacionais para estudantes e professores desde o ensino médio até o universitário, ajudando a suprir a carência de bibliotecas escolares no país e de materiais de qualidade na Internet, além de estimular o interesse pela leitura.

<http://www.chemicalnet.cjb.net>

Aqui você tem "o mundo da Química" em seu computador. História, cientistas, dicionário de termos químicos, modelos teóricos, laboratório, primeiros socorros, enfim, tudo que diz respeito à área.

<http://www.folhadomeioambiente.com.br>

Site do jornal *Folha do Meio Ambiente*. Fundado em 1989, procura discutir temas ambientais, luta pelo resgate da cidadania, pelo uso racional dos recursos naturais, pela educação e conscientização dos habitantes desse planeta.

<http://www.s bq.org.br/>

Site da Sociedade Brasileira de Química (SBQ), fundada em 1977. É uma sociedade aberta à participação de profissionais em Química e áreas afins. Desde sua criação, a SBQ vem atuando de forma expressiva no desenvolvimento e na consolidação da comunidade química brasileira, além de divulgar a Química e suas importantes relações, aplicações e conseqüências para o desenvolvimento do país, para a melhoria da qualidade de vida dos cidadãos.

<http://www.terra.com.br/curiosidades/>

Curiosidades sobre história da Química, recordes, ciência e tecnologia, humor, variedades, dentre outros assuntos voltados à área de Química.

<http://www.cvs.saude.sp.gov.br/apresentacao.html>

Site do Centro de Vigilância Sanitária. É uma contínua luta, individual e coletiva, pela harmoniosa adaptação do homem à natureza, pelo racional aproveitamento dos recursos naturais, pela proteção contra os riscos decorrentes do processo de produção e pela segurança no consumo de bens e serviços, ou seja, pela qualidade de vida.

# PEQUIS

PROJETO DE ENSINO DE QUÍMICA E SOCIEDADE

O projeto PEQUIS é desenvolvido no Laboratório de Pesquisa em Ensino de Química (LPEQ), do Instituto de Química da Universidade de Brasília, UnB (<http://www.unb.br/iq/lpeq>).

### Wildson Luiz Pereira dos Santos (coord.)

Professor da UnB, licenciado em Química, mestre e doutor em Educação (ensino de Química).

### Gerson de Souza Mól (coord.)

Professor da UnB, bacharel e licenciado em Química, mestre em Química analítica, doutor em Ensino de Química.

### Eliane Nilvana F. de Castro

Professora do ensino médio da SEEDF, licenciada em Química.

### Gentil de Souza Silva

Professor do ensino médio da SEEDF, Químico industrial e licenciado em Química.

### Roseli T. Matsunaga

Professora do ensino médio da SEEDF, licenciada em Química, mestranda em ensino de Química.

### Salvia Barbosa Farias

Professora do ensino médio da SEEDF, licenciada em Química.

### Sandra Maria de O. Santos

Professora do ensino médio da SEEDF, licenciada em Química, mestranda em ensino de Química.

### Siland Meiry França Dib

Professora do ensino médio da SEEDF, licenciada em Química, mestranda em Educação.



# TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

Com massas atômicas referidas ao isótopo 12 do carbono (Iupac)

Outros metais representativos
Elementos não-identificados
Outros não-metais
Não-metais, halogênios
Gases nobres
Outros metais representativos
Elementos não-identificados
Outros não-metais
Não-metais, halogênios
Gases nobres

Zn Sólido Hg Líquido Ne Gás Cf Artificial

18

	I A		II A		III A		IV A		V A		VI A		VII A		VIII		IX		X		XI		XII		
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	
1	H 1,0 HIDROGÊNIO	He 4,0 HÉLIO																							
2	Li 6,9 LÍTIO	Be 9,0 BERÍLIO	B 10,8 BORO	C 12,0 CARBONO	N 14,0 NITROGÊNIO	O 16,0 OXIGÊNIO	F 19,0 FLUOR	Ne 20,2 NEÔNIO																	
3	Na 23,0 SÓDIO	Mg 24,3 MAGNÉSIO	Al 27,0 ALUMÍNIO	Si 28,1 SILÍCIO	P 31,0 FÓSFORO	S 32,1 ENXOFRE	Cl 35,5 CLORO	Ar 39,9 ARGÔNIO																	
4	K 39,1 POTÁSSIO	Ca 40,1 CÁLCIO	Sc 45,0 ESCÂNDIO	Ti 47,9 TÍTÂNIO	V 50,9 VANÁDIO	Cr 52,0 CRÔMIO	Mn 54,9 MANGANÊS	Fe 55,8 FERRO	Ni 58,7 NÍQUEL	Cu 63,5 COBRE	Zn 65,4 ZINCO	Ga 69,7 GÁLIO	Ge 72,6 GERMÂNIO	As 74,9 ARSENÍO	Se 79,0 SELENIO	Br 79,9 BROMO	Kr 83,8 CRÍPTONO								
5	Rb 85,5 RUBÍDIO	Sr 87,6 ESTRÔNCIO	Y 88,9 ÍTRIO	Zr 91,2 ZIRCONÍO	Nb 92,9 NÍBÍO	Mo 95,9 MOLIBDÊNIO	Tc 98,9 TÉCNICO	Ru 101,1 RUTÊNIO	Rh 102,9 RÓDIO	Pd 106,4 PALÁDIO	Ag 107,9 PRATA	Cd 112,4 CÁDMIO	In 114,8 ÍNDIO	Sn 118,7 ESTANHO	Sb 121,8 ANTIMÔNIO	Te 127,6 TELÚRIO	I 126,9 IODO	Xe 131,3 XENÔNIO							
6	Cs 132,9 CÉSIO	Ba 137,3 BÁRIO	La-Lu 89-103 LANTÂNIO	Hf 178,5 HÁFNIO	Ta 181,0 TÂNTALO	W 183,8 TUNGSTÊNIO	Re 186,2 RÊNIO	Os 190,2 ÓSMIO	Ir 192,2 ÍRÍDIO	Pt 195,1 PLATINA	Au 197,0 OURÔ	Hg 200,6 MERCÚRIO	Tl 204,4 TÁLIO	Pb 207,2 CHUMBO	Bi 208,0 BISMUTO	Po 209 PÓLONIO	At 210 ÁSTATO	Rn 222 RÁDIONIO							
7	Fr 223 FRÂNCIO	Ra 226 RÁDIO	Ac-Lr 89-103 ACTÍNIO	Rf 261 RUTHERFÓRDIO	Db 262 DUBNÍO	Sg 266 SEABÓRGIO	Bh 264 BOHRIÓ	Hs 277 HASSÍO	Mt 268 METELHÉRIO	Ds 261 DARMSTADTIO	Uuu 272 UNUNÚNIO	Uub 285 UNUNBÍO	Uut 261 UNUNTRÍO	Uuq 289 UNUNQUÁDIO	Uup 289 UNUNPÊNTIO	Uuh 289 UNUNHEXIO	Uus 289 UNUNSEPTIO	Uuo 289 UNUNOCTO							

## Série dos Lantanídeos

Grupo	Período	Nome do elemento	Símbolo	Massa atômica relativa ( ) = N° de massa do isótopo mais estável
II A	7	LANTÂNIO	La	138,9
II A	7	CÉRIO	Ce	140,1
II A	7	PRASEODÍMIO	Pr	140,9
II A	7	NEODÍMIO	Nd	144,2
II A	7	PROMÉCIO	Pm	(145)
II A	7	SAMÁRIO	Sm	150,4
II A	7	EURÓPIO	Eu	152,0
II A	7	GADOLÍNIO	Gd	157,3
II A	7	TÉRBIO	Tb	158,9
II A	7	DÍSPROSIÓ	Dy	162,5
II A	7	HÓLMIO	Ho	164,9
II A	7	ÉRBITO	Er	167,3
II A	7	TERBIO	Tm	168,9
II A	7	YTERBIO	Yb	173,0
II A	7	LUTÉCIO	Lu	175,0

## Série dos Actinídeos

Período	Nome do elemento	Símbolo	Massa atômica relativa ( ) = N° de massa do isótopo mais estável
7	ACTÍNIO	Ac	(227)
7	TÓRIO	Th	232,0
7	PROTÁCTÍNIO	Pa	231,0
7	URÂNIO	U	238,0
7	NETÚNIO	Np	(237)
7	PLUTÔNIO	Pu	(244)
7	AMÉRICIO	Am	(243)
7	CÚRIO	Cm	(247)
7	BERQUÍLIO	Bk	(247)
7	CALIFÓRNIO	Cf	(251)
7	MENDELÉVIO	Md	(258)
7	NOBÉLIO	No	(259)
7	LAURÊNCIO	Lr	(262)

Distribuição eletrônica

Nome do elemento

Símbolo

Massa atômica relativa ( ) = N° de massa do isótopo mais estável





## SEGURANÇA NO LABORATÓRIO

Como alguns dos materiais e reagentes manipulados nos experimentos podem ser potencialmente perigosos, é necessário que o trabalho seja feito com rigor e cuidado, respeitando normas e procedimentos de segurança que, embora possam parecer simples e óbvios, são fundamentais para um resultado produtivo e seguro. Leia com atenção algumas normas básicas de segurança que devem ser respeitadas em qualquer atividade experimental.



**Com coisa séria não se brinca!** É expressamente proibido brincar durante a realização dos experimentos.



**A moda no laboratório não muda!** Você deve usar guarda-pó (avental ou jaleco), luvas e óculos de proteção. Recomenda-se o uso de calça comprida, sapato fechado e cabelos longos amarrados para trás.



**Bancada de laboratório não é estante de livros!** Deixe sobre a bancada (mesa) somente o material em uso.



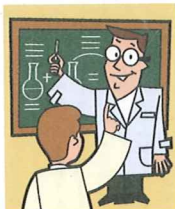
**Laboratório não é lanchonete, muito menos local para fumar!** Não fume, coma ou beba no laboratório, pois pode ocorrer contaminação por substâncias tóxicas.



**Substâncias de laboratório não são cremes!** Evite contato de qualquer substância com a pele, a boca e os olhos.



**Pense antes de fazer!** Leia atentamente as instruções antes de realizar qualquer atividade, prestando atenção nas recomendações. Consulte o rótulo dos reagentes para certificar-se de que está usando a substância correta, na quantidade indicada.



**Professor, como se faz?** Determinadas operações só devem ser realizadas depois que o professor explicar como proceder. Isso vale principalmente para o aquecimento e o descarte de materiais e para a manipulação de substâncias corrosivas.



**Não misture!** Para não contaminar os reagentes, nunca troque as tampas dos frascos e limpe adequadamente as espátulas e pipetas utilizadas para transferências e medidas.



**Limpeza.** Mantenha o local de trabalho sempre limpo.



**Será que já terminei?** Antes de se retirar do laboratório, lave as mãos, desligue todos os aparelhos e verifique se não há torneiras (de água ou gás) abertas.



**E agora?** Qualquer incidente deve ser comunicado imediatamente ao professor. Ele certamente saberá o que fazer.



**Dúvida?** Pergunte ao professor.



**Muito cuidado!** Esteja atento aos símbolos de advertência que acompanham os experimentos deste livro.



**“Evite contato direto com o material”**

Tenha muito cuidado, pois o material pode ser irritante ou corrosivo.



**“Cuidado para não se queimar”**

Esteja bastante atento se o procedimento envolver algum tipo de aquecimento.



**“Material inflamável”**

Evite colocar esse material perto de algum lugar com sistema de aquecimento (chama, aquecedor elétrico etc.).



**“Cuidado com este procedimento”**

Tenha atenção redobrada para evitar algum acidente como choque elétrico, quebra de vidros etc.



**“Não desperdice”**

Muitos produtos químicos podem agredir o meio ambiente. Use somente o que for recomendado no roteiro.



# Professor

Para obter mais informações sobre a **Coleção Nova Geração**, escreva, telefone ou vá até o nosso distribuidor no seu Estado.

## REPRESENTANTES DA EDITORA NOVA GERAÇÃO NO BRASIL

### ■ ACRE

LIVRARIA LUPA  
Av. Brasil, 480 - Sala 07  
69900-100 - Rio Branco - AC  
Tel.: (68) 224-3432

### ■ ALAGOAS

LIVRARIA SÃO GABRIEL LTDA.  
Rua Papa João Paulo I, 30 - Loja 01 - Gruta  
57052-130 - Maceió - AL  
Tel.: (82) 338-3482

### ■ AMAPÁ

LIVRARIA ACADÊMICA  
Rua Hamilton Silva, 1261-B - Centro  
68906-440 - Macapá - AP  
Tel.: (96) 224-1988

### ■ AMAZONAS/RORAIMA

LIVRARIA CONCORDE  
Rua Henrique Martins, 453 - Centro  
69010-010 - Manaus - AM  
Tel.: (92) 215-3633

### ■ BAHIA

LC CORRÊA & CIA.  
Rua Boulevard América, 23 - Nazaré  
40050-320 - Salvador - BA  
Tel.: (71) 242-3166

### ■ CEARÁ

MUNDIAL EDITORA  
Rua Pereira Filgueiras, 15 - Centro  
60160-150 - Fortaleza - CE  
Tel.: (85) 254-1211

### ■ DISTRITO FEDERAL

RHJ LIVROS  
SCRN 706/707 Bloco E - Loja 28  
70740-770 - Brasília - DF  
Tel.: (61) 349-6062

### ■ ESPÍRITO SANTO

REPRESENTAÇÕES PAULISTA  
Av. Carlos Moreira Lima, 61 -  
Bento Ferreira  
29050-650 - Vitória - ES  
Tel.: (27) 3137-2560

### ■ GOIÁS

RHJ LIVROS  
Av. Mutirão, 2860-Qd.86 Lote 14/16 -  
Setor Bueno  
74215-240 - Goiânia - GO  
Tels.: (62) 251-1892 / 251-7522

### ■ MARANHÃO / São Luís

MUNDIAL DISTRIBUIDORA  
Av. Getúlio Vargas, 181 - Apeadouro  
65040-000 - São Luís - MA  
Tel.: (98) 243-0353

### ■ IMPERATRIZ

MUNDIAL DISTRIBUIDORA  
Rua Godofredo Viana, 546 - Centro  
65900-100 - Imperatriz - MA  
Tel.: (99) 524-0032

### ■ MATO GROSSO

C.S.Z. DISTR. DE LIVROS  
Av. Dom Bosco, 1035-B - Centro  
78015-360 - Cuiabá - MT  
Tel.: (65) 623-5304

### ■ MATO GROSSO DO SUL

PAPELARIA FRANCO LTDA.  
Rua Maracaju, 89 - Centro  
79002-214 - Campo Grande - MS  
Tel.: (67) 321-1077

### ■ MINAS GERAIS

#### BELO HORIZONTE

RHJ LIVROS  
Rua Cuiabá, 415 - Prado  
30410-140 - Belo Horizonte - MG  
Tel.: (31) 3334-1566

#### TRIÂNGULO MINEIRO

RHJ LIVROS  
Av. João Pinheiro, 3505  
38400-714 - Uberlândia - MG  
Tel.: (34) 3211-7004

### ■ PARÁ

LIVRARIA CLÁSSICA  
Av. Almirante Tamandaré, 755 - Campina  
66023-000 - Belém - PA  
Tel.: (91) 242-4051

### ■ PARAÍBA

NOVA DIDÁTICA DISTR. DE LIVROS  
Rua Camilo de Holanda, 957 - Centro  
58040-340 - João Pessoa - PB  
Tel.: (83) 222-9224

### ■ PARANÁ

LITERASUL COM. DE LIVROS  
Av. Prof. Erasto Gaertner, 404 - Bacacheri  
82510-160 - Curitiba - PR  
Tel.: (41) 257-8353

### ■ PERNAMBUCO

VIA LIVROS LTDA.  
Av. Oliveira Lima, 955 - Boa Vista  
50050-390 - Recife - PE  
Tels.: (81) 3421-3446 / 3231-0550

### ■ PIAUÍ

MUNDIAL EDITORA  
Rua 24 de Janeiro, 67 - Norte  
64000-230 - Teresina - PI  
Tels.: (86) 221-3998 / 226-1956

### ■ RIO DE JANEIRO

ECM DISTRIBUIDORA DE LIVROS  
Rua Pareto, 23 - Tijuca  
20550-120 - Rio de Janeiro - RJ  
Tels.: (21) 2264-2498 / 2264-2815

### ■ RIO GRANDE DO NORTE

MUNDIAL EDITORA  
Av. Rio Branco, 414 - Centro  
59025-000 - Natal - RN  
Tels.: (84) 211-0790 / 222-1158

### ■ RIO GRANDE DO SUL

LIVRARIA DO MANEÇO  
Rua Marechal Floriano, 879 - Centro  
95020-370 - Caxias do Sul - RS  
Tel.: (54) 223-7133

### ■ RONDÔNIA

DIMENSÃO DISTR. DE LIVROS LTDA.  
Rua Joaquim Nabuco, 2400-A - Centro  
78900-850 - Porto Velho - RO  
Tel.: (69) 223-2383

### ■ SANTA CATARINA

REMANIL REPRESENTAÇÕES LTDA.  
Av. Santa Catarina, 1355 - Estreito  
88075-500 - Florianópolis - SC  
Tel.: (48) 244-2748

### ■ SÃO PAULO

LIVRARIA LIVRO FÁCIL  
Rua Faustolo, 595 - Vila Romana  
05041-000 - São Paulo - SP  
Tel.: (11) 3868-6000

### ■ BAURUR

DISTRIBUIDORA DE LIVROS COLIBA  
Rua 1º de Agosto, 14-65 - Centro  
17013-010 - Baurur - SP  
Tel.: (14) 3212-4400

### ■ CAMPINAS

EDITORA ÁTOMO & ALÍNEA  
Rua Tiradentes, 1053 - Jd. Guanabara  
13023-191 - Campinas - SP  
Tel.: (19) 3232-9340

### ■ RIBEIRÃO PRETO

LEGENDA COM. DE LIVROS  
Rua João Ramalho, 254 - Campos Elíseos  
14085-040 - Ribeirão Preto - SP  
Tel.: (16) 3931-5550

### ■ TAUBATÉ

LETRAS DO VALE  
Rua Dr. Emilio Winther, 127 - Centro  
12030-000 - Taubaté - SP  
Tel.: (12) 232-0268

### ■ SERGIPE

LC CORRÊA & CIA.  
Rua Tenente Wendel Quarantá, 1350 -  
Cirurgia  
49050-680 - Aracaju - SE  
Tel.: (79) 211-8266

### ■ TOCANTINS

TOCANTINS DISTR. DE LIVROS  
Av. Lo-03 Acsv-Se - Lt.16 - Lj. 02/03, S/N  
77123-520 - Palmas - TO  
Tel.: (63) 225-1736

COLEÇÃO NOVA GERAÇÃO

QUÍMICA & SOCIEDADE

CÁLCULOS, SOLUÇÕES  
E ESTÉTICA



ENSINO MÉDIO

editora nova geração

Orgulho de ser



100% brasileira

ISBN 85-85446-90-0



9 788585 446901