

C E E J A



MUNDO DO
TRABALHO

QUÍMICA

CADERNO DO ESTUDANTE

ENSINO MÉDIO
VOLUME 1

Nos Cadernos do Programa Educação de Jovens e Adultos (EJA) – Mundo do Trabalho/CEEJA são indicados sites para o aprofundamento de conhecimentos, como fonte de consulta dos conteúdos apresentados e como referências bibliográficas. Todos esses endereços eletrônicos foram verificados. No entanto, como a internet é um meio dinâmico e sujeito a mudanças, a Secretaria de Desenvolvimento Econômico, Ciência, Tecnologia e Inovação não garante que os sites indicados permaneçam acessíveis ou inalterados após a data de consulta impressa neste material.

A Secretaria de Desenvolvimento Econômico, Ciência, Tecnologia e Inovação autoriza a reprodução do conteúdo do material de sua titularidade pelas demais secretarias do País, desde que mantida a integridade da obra e dos créditos, ressaltando que direitos autorais protegidos* deverão ser diretamente negociados com seus próprios titulares, sob pena de infração aos artigos da Lei nº 9.610/98.

* Constituem “direitos autorais protegidos” todas e quaisquer obras de terceiros reproduzidas neste material que não estejam em domínio público nos termos do artigo 41 da Lei de Direitos Autorais.

Química : caderno do estudante. São Paulo: Secretaria de Desenvolvimento Econômico, Ciência, Tecnologia e Inovação (SDECTI) : Secretaria da Educação (SEE), 2015.
il. - - (Educação de Jovens e Adultos (EJA) : Mundo do Trabalho modalidade semipresencial, v. 1)

Conteúdo: v. 1. 1ª série do Ensino Médio.
ISBN: 978-85-8312-122-0 (Impresso)
978-85-8312-100-8 (Digital)

1. Química – Estudo e ensino. 2. Educação de Jovens e Adultos (EJA) – Ensino Médio. 3. Modalidade Semipresencial. I. Secretaria de Desenvolvimento Econômico, Ciência, Tecnologia e Inovação. II. Secretaria da Educação. III. Título.

CDD: 372.5

FICHA CATALOGRÁFICA

Tatiane Silva Massucato Arias – CRB-8 / 7262



GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO

Geraldo Alckmin

Governador

**Secretaria de Desenvolvimento Econômico,
Ciência, Tecnologia e Inovação**

Márcio Luiz França Gomes

Secretário

Cláudio Valverde

Secretário-Adjunto

Maurício Juvenal

Chefe de Gabinete

Marco Antonio da Silva

*Coordenador de Ensino Técnico,
Tecnológico e Profissionalizante*

Secretaria da Educação

Herman Voorwald

Secretário

Cleide Bauab Eid Bochixio

Secretária-Adjunta

Fernando Padula Novaes

Chefe de Gabinete

Ghisleine Trigo Silveira

Coordenadora de Gestão da Educação Básica

Mertila Larcher de Moraes

Diretora do Centro de Educação de Jovens e Adultos

Adriana Aparecida de Oliveira, Adriana dos Santos
Cunha, Durcilene Maria de Araujo Rodrigues,
Gisele Fernandes Silveira Farisco, Luiz Carlos Tozetto,
Raul Ravanelli Neto, Sabrina Moreira Rocha,
Virginia Nunes de Oliveira Mendes
Técnicos do Centro de Educação de Jovens e Adultos

Concepção do Programa e elaboração de conteúdos

Secretaria de Desenvolvimento Econômico, Ciência, Tecnologia e Inovação

Coordenação Geral do Projeto

Ernesto Mascellani Neto

Equipe Técnica

Cibele Rodrigues Silva, João Mota Jr. e Raphael Lebsa do Prado

Fundação do Desenvolvimento Administrativo – Fundap

Wanderley Messias da Costa

Diretor Executivo

Márgara Raquel Cunha

Diretora Técnica de Formação Profissional

Coordenação Executiva do Projeto

José Lucas Cordeiro

Coordenação Técnica

Impressos: Dilma Fabri Marão Pichoneri

Vídeos: Cristiane Ballerini

Equipe Técnica e Pedagógica

Ana Paula Alves de Lavos, Carlos Ricardo Bifi, Cláudia Beatriz de Castro N. Ometto, Elen Cristina S. K. Vaz Döppenschmitt, Emily Hozokawa Dias, Fabiana de Cássia Rodrigues, Fernando Manzieri

Heder, Herbert Rodrigues, Jonathan Nascimento, Laís Schalh, Liliane Bordignon de Souza, Marcos Luis Gomes, Maria Etelvina R. Balan, Maria Helena de Castro Lima, Paula Marcia Ciacco da Silva Dias, Rodnei Pereira, Selma Borghi Venco e Walkiria Rigolon

Autores

Arte: Roseli Ventrella e Terezinha Guerra; *Biologia:* José Manoel Martins, Marcos Egelstein, Maria Graciete Carramate Lopes e Vinicius Signorelli; *Filosofia:* Juliana Litvin de Almeida e Tiago Abreu Nogueira; *Física:* Gustavo Isaac Killner; *Geografia:* Roberto Giansanti e Silas Martins Junqueira; *História:* Denise Mendes e Márcia Juliana Santos; *Inglês:* Eduardo Portela e Jucimeire de Souza Bispo; *Língua Portuguesa:* Claudio Bazzoni e Giulia Murakami Mendonça; *Matemática:* Antonio José Lopes; *Química:* Olímpio Salgado; *Sociologia:* Dilma Fabri Marão Pichoneri e Selma Borghi Venco

Gestão do processo de produção editorial

Fundação Carlos Alberto Vanzolini

Mauro de Mesquita Spínola

Presidente da Diretoria Executiva

José Joaquim do Amaral Ferreira

Vice-Presidente da Diretoria Executiva

Gestão de Tecnologias em Educação

Direção da Área

Guilherme Ary Plonski

Coordenação Executiva do Projeto

Angela Sprenger e Beatriz Scavazza

Gestão do Portal

Luis Marcio Barbosa, Luiz Carlos Gonçalves, Sonia Akimoto e Wilder Rogério de Oliveira

Gestão de Comunicação

Ane do Valle

Gestão Editorial

Denise Blanes

Equipe de Produção

Editorial: Carolina Grego Donadio e Paulo Mendes

Equipe Editorial: Adriana Ayami Takimoto, Airton Dantas de Araújo, Alcía Toffani, Amarilis L. Maciel, Ana Paula S. Bezerra, Andressa Serena de Oliveira, Bárbara Odria Vieira, Carolina H. Mestriner, Caroline Domingos de Souza, Cíntia

Leitão, Cláudia Leticia Vendrame Santos, David dos Santos Silva, Eloiza Mendes Lopes, Érika Domingues do Nascimento, Fernanda Brito Bincoletto, Flávia Beraldo Ferrare, Jean Kleber Silva, Leonardo Gonçalves, Lorena Vita Ferreira, Lucas Puntel Carrasco, Luiza Thebas, Mainã Greeb Vicente, Marcus Ecclissi, Maria Inez de Souza, Mariana Padoan, Natália Kessuani Bego Maurício, Olivia Frade Zambone, Paula Felix Palma, Pedro Carvalho, Polyanna Costa, Priscila Risso, Raquel Benchimol Rosenthal, Tatiana F. Souza, Tatiana Pavanelli Valsi, Thaís Nori Cornetta, Thamires Caroline Balog de Mattos e Vanessa Bianco Felix de Oliveira

Direitos autorais e iconografia: Ana Beatriz Freire, Aparecido Francisco, Fernanda Catalão, José Carlos Augusto, Larissa Polix Barbosa, Maria Magalhães de Alencastro, Mayara Ribeiro de Souza, Priscila Garofalo, Rita De Luca, Roberto Polacov, Sandro Carrasco e Stella Mesquita

Apoio à produção: Aparecida Ferraz da Silva, Fernanda Queiroz, Luiz Roberto Vital Pinto, Maria Regina Xavier de Brito, Natália S. Moreira e Valéria Aranha

Projeto gráfico-editorial e diagramação: R2 Editorial, Michelangelo Russo e Casa de Ideias

CTP, Impressão e Acabamento

Imprensa Oficial do Estado de São Paulo

Caro(a) estudante

É com grande satisfação que a Secretaria da Educação do Estado de São Paulo, em parceria com a Secretaria de Desenvolvimento Econômico, Ciência, Tecnologia e Inovação, apresenta os Cadernos do Estudante do Programa Educação de Jovens e Adultos (EJA) – Mundo do Trabalho para os Centros Estaduais de Educação de Jovens e Adultos (CEEJAs). A proposta é oferecer um material pedagógico de fácil compreensão, que favoreça seu retorno aos estudos.

Sabemos quanto é difícil para quem trabalha ou procura um emprego se dedicar aos estudos, principalmente quando se parou de estudar há algum tempo.

O Programa nasceu da constatação de que os estudantes jovens e adultos têm experiências pessoais que devem ser consideradas no processo de aprendizagem. Trata-se de um conjunto de experiências, conhecimentos e convicções que se formou ao longo da vida. Dessa forma, procuramos respeitar a trajetória daqueles que apostaram na educação como o caminho para a conquista de um futuro melhor.

Nos Cadernos e vídeos que fazem parte do seu material de estudo, você perceberá a nossa preocupação em estabelecer um diálogo com o mundo do trabalho e respeitar as especificidades da modalidade de ensino semipresencial praticada nos CEEJAs.

Esperamos que você conclua o Ensino Médio e, posteriormente, continue estudando e buscando conhecimentos importantes para seu desenvolvimento e sua participação na sociedade. Afinal, o conhecimento é o bem mais valioso que adquirimos na vida e o único que se acumula por toda a nossa existência.

Bons estudos!

Secretaria da Educação

Secretaria de Desenvolvimento
Econômico, Ciência, Tecnologia e Inovação

APRESENTAÇÃO

Estudar na idade adulta sempre demanda maior esforço, dado o acúmulo de responsabilidades (trabalho, família, atividades domésticas etc.), e a necessidade de estar diariamente em uma escola é, muitas vezes, um obstáculo para a retomada dos estudos, sobretudo devido à dificuldade de se conciliar estudo e trabalho. Nesse contexto, os Centros Estaduais de Educação de Jovens e Adultos (CEEJAs) têm se constituído em uma alternativa para garantir o direito à educação aos que não conseguem frequentar regularmente a escola, tendo, assim, a opção de realizar um curso com presença flexível.

Para apoiar estudantes como você ao longo de seu percurso escolar, o Programa Educação de Jovens e Adultos (EJA) – Mundo do Trabalho produziu materiais especificamente para os CEEJAs. Eles foram elaborados para atender a uma justa e antiga reivindicação de estudantes, professores e sociedade em geral: poder contar com materiais de apoio específicos para os estudos desse segmento.

Esses materiais são seus e, assim, você poderá estudar nos momentos mais adequados – conforme os horários que dispõe –, compartilhá-los com sua família, amigos etc. e guardá-los, para sempre estarem à mão no caso de futuras consultas.

Os Cadernos do Estudante apresentam textos que abordam e discutem os conteúdos propostos para cada disciplina e também atividades cujas respostas você poderá registrar no próprio material. Nesses Cadernos, você ainda terá espaço para registrar suas dúvidas, para que possa discuti-las com o professor sempre que for ao CEEJA.

Os vídeos que acompanham os Cadernos do Estudante, por sua vez, explicam, exemplificam e ampliam alguns dos assuntos tratados nos Cadernos, oferecendo informações que vão ajudá-lo a compreender melhor os conteúdos. São, portanto, um importante recurso com o qual você poderá contar em seus estudos.

Além desses materiais, o Programa EJA – Mundo do Trabalho tem um site exclusivo, que você poderá visitar sempre que desejar: <<http://www.ejamundodotrabalho.sp.gov.br>>. Nele, além de informações sobre o Programa, você acessa os Cadernos do Estudante e os vídeos de todas as disciplinas, ao clicar na aba **Conteúdo CEEJA**. Já na aba **Conteúdo EJA**, poderá acessar os Cadernos e vídeos de Trabalho, que abordam temas bastante significativos para jovens e adultos como você.

Os materiais foram produzidos com a intenção de estabelecer um diálogo com você, visando facilitar seus momentos de estudo e de aprendizagem. Espera-se que, com esse estudo, você esteja pronto para realizar as provas no CEEJA e se sinta cada vez mais motivado a prosseguir sua trajetória escolar.

COMO SE APRENDE A ESTUDAR?

É importante saber que também se aprende a estudar. No entanto, se buscarmos em nossa memória, dificilmente nos lembraremos de aulas em que nos ensinaram a como fazer.

Afinal, como grifar um texto, organizar uma anotação, produzir resumos, fichamentos, resenhas, esquemas, ler um gráfico ou um mapa, apreciar uma imagem etc.? Na maioria das vezes, esses procedimentos de estudo são solicitados, mas não são ensinados. Por esse motivo, nem sempre os utilizamos adequadamente ou entendemos sua importância para nossa aprendizagem.

Aprender a estudar nos faz tomar gosto pelo estudo. Quando adquirimos este hábito, a atitude de sentar-se para ler e estudar os textos das mais diferentes disciplinas, a fim de aprimorar os conhecimentos que já temos ou buscar informações, torna-se algo prazeroso e uma forma de realizar novas descobertas. E isso acontece mesmo com os textos mais difíceis, porque sempre é tempo de aprender.

Na hora de ler para aprender, todas as nossas experiências de vida contam muito, pois elas são sempre o ponto de partida para a construção de novas aprendizagens. Ler amplia nosso vocabulário e ajuda-nos a pensar, falar e escrever melhor.

Além disso, quanto mais praticamos a leitura e a escrita, desenvolvemos melhor essas capacidades. Para isso, conhecer e utilizar adequadamente diferentes procedimentos de estudo é fundamental. Eles lhe servirão em uma série de situações, dentro e fora da escola, caso você resolva prestar um concurso público, por exemplo, ou mesmo realizar alguma prova de seleção de emprego.

Por todas essas razões, os procedimentos de estudo e as oportunidades de escrita são priorizados nos materiais, que trazem, inclusive, seções e dois vídeos de *Orientação de estudo*.

Por fim, é importante lembrar que todo hábito se desenvolve com a frequência. Assim, é essencial que você leia e escreva diariamente, utilizando os procedimentos de estudo que aprenderá e registrando suas conclusões, observações e dúvidas.

CONHECENDO O CADERNO DO ESTUDANTE

O Caderno do Estudante do Programa EJA – Mundo do Trabalho/CEEJA foi planejado para facilitar seus momentos de estudo e de aprendizagem, tanto fora da escola como quando for participar das atividades ou se encontrar com os professores do CEEJA. A ideia é que você possa, em seu Caderno, registrar todo processo de estudo e identificar as dúvidas que tiver.

O SUMÁRIO

Ao observar o Sumário, você perceberá que todos os Cadernos se organizam em Unidades (que equivalem a capítulos de livros) e que estas estão divididas em Temas, cuja quantidade varia conforme a Unidade.

Essa subdivisão foi pensada para que, de preferência, você estude um Tema inteiro de cada vez. Assim, conhecerá novos conteúdos, fará as atividades propostas e, em algumas situações, poderá assistir aos vídeos sobre aquele Tema. Dessa forma, vai iniciar e finalizar o estudo sobre determinado assunto e poderá, com o professor de plantão, tirar suas dúvidas e apresentar o que produziu naquele Tema.

Cada Unidade é identificada por uma cor, o que vai ajudá-lo no manuseio do material. Além disso, para organizar melhor seu processo de estudo e facilitar a localização do que gostaria de discutir com o professor do CEEJA, você pode indicar, no Sumário, os Temas que já estudou e aqueles nos quais tem dúvida.



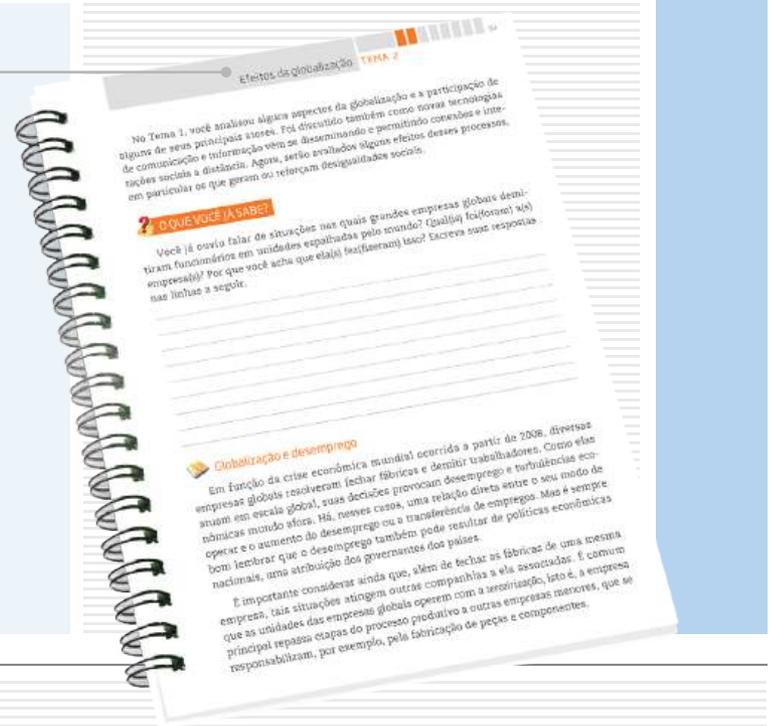
AS UNIDADES

Para orientar seu estudo, o início de cada Unidade apresenta uma breve introdução, destacando os objetivos e os conteúdos gerais trabalhados, além de uma lista com os Temas propostos.

OS TEMAS

A abertura de cada Tema é visualmente identificada no Caderno. Você pode perceber que, além do título e da cor da Unidade, o número de caixas pintadas no alto da página indica em qual Tema você está. Esse recurso permite localizar cada Tema de cada Unidade até mesmo com o Caderno fechado, facilitando o manuseio do material.

Na sequência da abertura, você encontra um pequeno texto de apresentação do Tema.



As seções e os boxes

Os Temas estão organizados em diversas seções que visam facilitar sua aprendizagem. Cada uma delas tem um objetivo, e é importante que você o conheça antes de dar início aos estudos. Assim, saberá de antemão a intenção presente em cada seção e o que se espera que você realize.

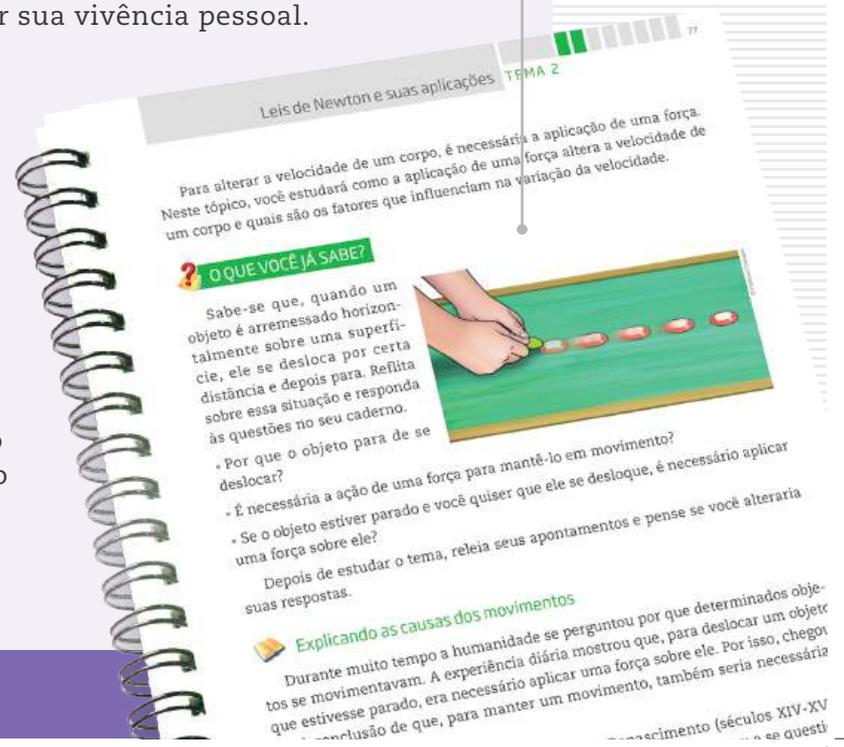
Algumas seções estão presentes em todos os Temas!

O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Essa seção sempre aparece no início de cada Tema. Ela tem o objetivo de ajudá-lo a reconhecer o que você já sabe sobre o conteúdo a ser estudado, seja por estudos anteriores, seja por sua vivência pessoal.

Em nossa vida cotidiana, estamos o tempo todo utilizando os conhecimentos e as experiências que já temos para construir novas aprendizagens. Ao estudar, acontece o mesmo, pois lembramos daquilo que já sabemos para aprofundar o que já conhecíamos. Esse é sempre um processo de descoberta.

Essa seção pode ser composta por algumas perguntas ou um pequeno texto que o ajudarão a buscar na memória o que você já sabe a respeito do conteúdo tratado no Tema.

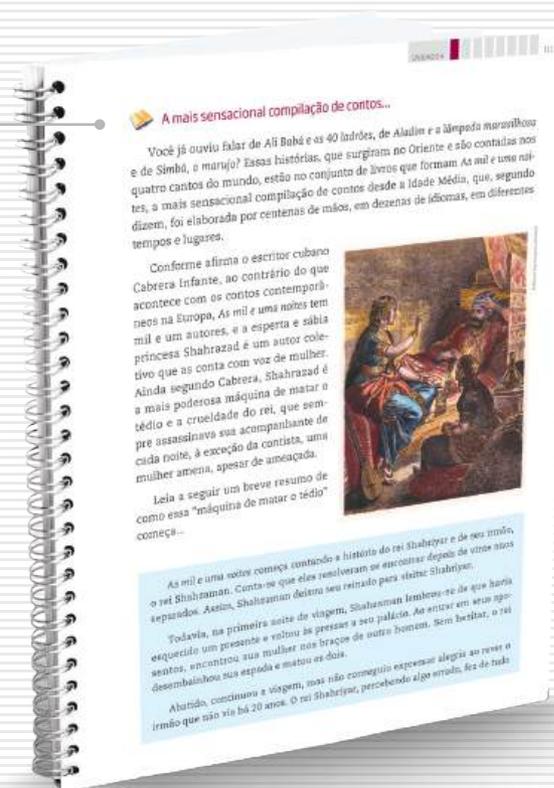


Textos

Os textos apresentam os conteúdos e conceitos a serem aprendidos em cada Tema. Eles foram produzidos, em geral, procurando dialogar com você, a partir de uma linguagem clara e acessível.

Imagens também foram utilizadas para ilustrar, explicar ou ampliar a compreensão do conteúdo abordado.

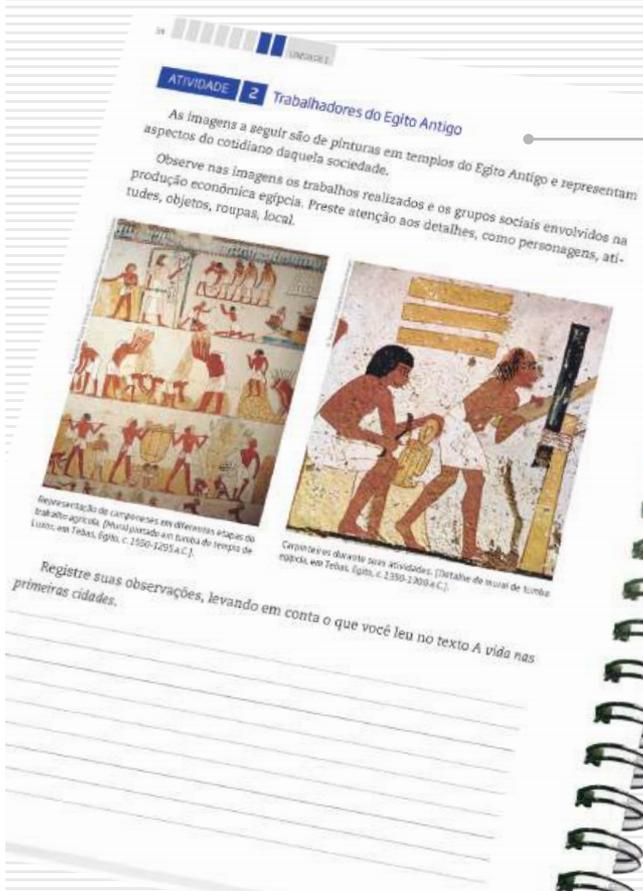
Para ampliar o estudo do assunto tratado, boxes diversos ainda podem aparecer articulados a esses textos.



ATIVIDADE

As atividades antecipam, retomam e ampliam os conteúdos abordados nos textos, para que possa perceber o quanto já aprendeu. Nelas, você terá a oportunidade de ler e analisar textos de outros autores, mapas, gráficos e imagens, de modo a ampliar sua compreensão a respeito do que foi apresentado nos textos. Lembre-se de ler atentamente as orientações antes de realizar os exercícios propostos e de sempre anotar suas dúvidas.

Para facilitar seus estudos, assim como os encontros com o professor do CEEJA, muitas dessas atividades podem ser realizadas no próprio Caderno do Estudante.

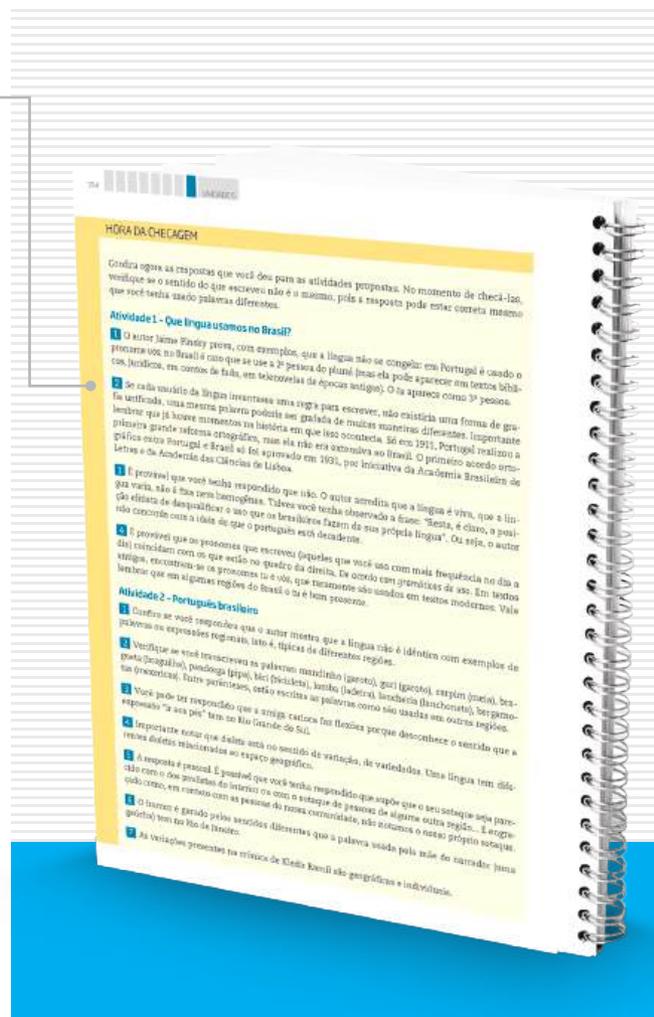


HORA DA CHECAGEM

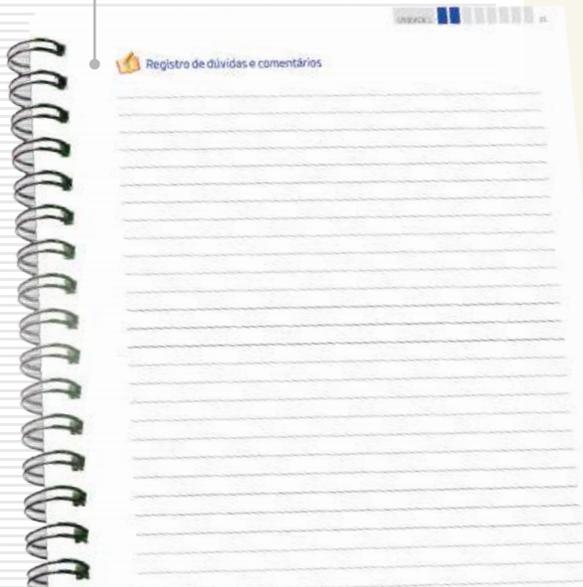
Essa seção apresenta respostas e explicações para todas as atividades propostas no Tema. Para que você a localize com facilidade no material, ela tem um fundo amarelo que pode ser identificado na margem lateral externa do Caderno. É nela que você vai conferir o resultado do que fez e tirar suas dúvidas, além de ser também uma nova oportunidade de estudo. É fundamental que você leia as explicações após a realização das atividades e que as compare com as suas respostas. Analise se as informações são semelhantes e se esclarecem suas dúvidas, ou se ainda é necessário completar alguns de seus registros.

Mas, atenção! Lembre-se de que não há apenas um jeito de organizar uma resposta correta. Por isso, você precisa observar seu trabalho com cuidado, perceber seus acertos, aprender com as correções necessárias e refletir sobre o que fez, antes de tomar sua resposta como certa ou errada.

É importante que você apresente o que fez ao professor do CEEJA, pois ele o orientará em seus estudos.



REGISTRO DE DÚVIDAS E COMENTÁRIOS



Essa seção é proposta ao final de cada Tema. Depois de você ter estudado os textos, realizado as atividades e consultado as orientações da *Hora da checagem*, é importante que você registre as dúvidas que teve durante o estudo.

Registrar o que se está estudando é uma forma de aprender cada vez mais. Ao registrar o que aprendeu, você relembra os conteúdos – construindo, assim, novas aprendizagens – e reflete sobre os novos conhecimentos e sobre as dúvidas que eventualmente teve em determinado assunto.

Sistematizar o que aprendeu e as dúvidas que encontrou é uma ferramenta importante para você e o professor, pois você organizará melhor o que vai perguntar a ele, e o professor, por sua vez, poderá acompanhar com detalhes o que você estudou, e como estudou. Assim, ele poderá orientá-lo de forma a dar prosseguimento aos estudos da disciplina.

Por isso, é essencial que você sempre utilize o espaço reservado dessa seção ao concluir o estudo de cada Tema. Assim, não correrá o risco de esquecer seus comentários e suas dúvidas até o dia de voltar ao CEEJA.

Algumas seções não estão presentes em todas as Unidades, mas complementam os assuntos abordados!

ORIENTAÇÃO DE ESTUDO

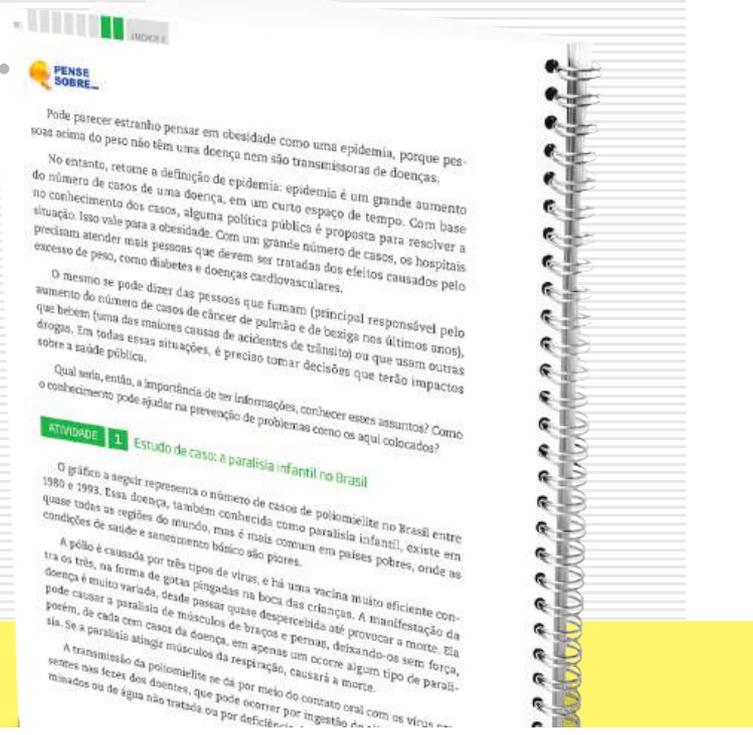
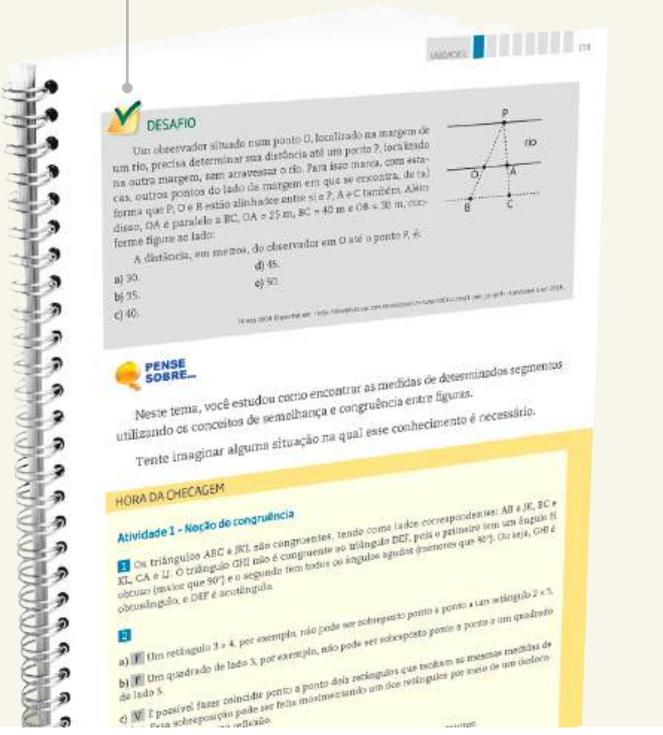
Essa seção enfoca diferentes procedimentos de estudo, importantes para a leitura e a compreensão dos textos e a realização das atividades, como grifar, anotar, listar, fichar, esquematizar e resumir, entre outros. Você também poderá conhecer e aprender mais sobre esses procedimentos assistindo aos dois vídeos de *Orientação de estudo*.

DESAFIO

Essa seção apresenta questões que caíram em concursos públicos ou em provas oficiais (como Saesp, Enem, entre outras) e que enfocam o conteúdo abordado no Tema. Assim, você terá a oportunidade de conhecer como são construídas as provas em diferentes locais e a importância do que vem sendo aprendido no material. As respostas também estão disponíveis na *Hora da checagem*.

PENSE SOBRE...

Essa seção é proposta sempre que houver a oportunidade de problematizar algum conteúdo desenvolvido, por meio de questões que fomentem sua reflexão a respeito dos aspectos abordados no Tema.



MOMENTO CIDADANIA

Essa seção aborda assuntos que têm relação com o que você estará estudando e que também dialogam com interesses da sociedade em geral. Ela informa sobre leis, direitos humanos, fatos históricos etc. que o ajudarão a aprofundar seus conhecimentos sobre a noção de cidadania.



PARA SABER MAIS

Construção de triângulos

Os triângulos têm aplicações em inúmeras atividades profissionais, como no caso dos marceneiros, arquitetos, engenheiros e desenhistas técnicos, que precisam saber construí-los com precisão para fazer plantas de imóveis, projetos de móveis e outros objetos do dia a dia, além de construir estruturas rígidas como torres e pontes.



Existem vários métodos para construir um triângulo com base na medida de seus lados ou de seus ângulos. Os geometras da Antiguidade utilizavam régua e compasso, mas hoje essa construção pode ser feita com o auxílio de programas de computador.

Veja um exemplo de como construir um triângulo com base na medida de seus lados.

A primeira coisa a saber é se pode existir um triângulo com as medidas disponíveis. Para que um triângulo exista, a soma da medida dos dois lados menores deve ser maior que a medida do lado maior.

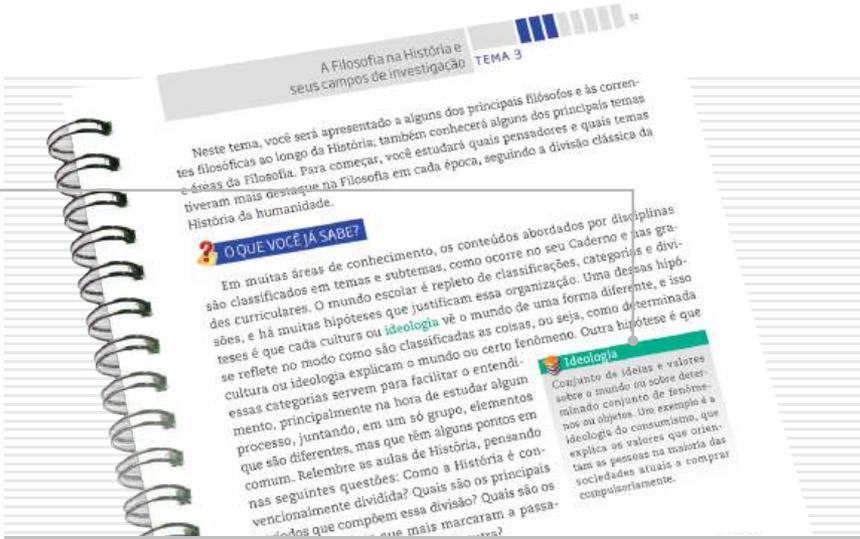
PARA SABER MAIS

Essa seção apresenta textos e atividades que têm como objetivo complementar o assunto estudado e que podem ampliar e/ou aprofundar alguns dos aspectos apresentados ao longo do Tema.

Os boxes são caixas de texto que você vai encontrar em todo o material. Cada tipo de box tem uma cor diferente, que o destaca do texto e facilita sua identificação!

GLOSSÁRIO

A palavra *glossário* significa “dicionário”. Assim, nesse box você encontrará verbetes com explicações sobre o significado de palavras e/ou expressões que aparecem nos textos que estará estudando. Eles têm o objetivo de facilitar sua compreensão.



A Filosofia na História e seus campos de investigação TEMA 3

Neste tema, você será apresentado a alguns dos principais filósofos e às correntes filosóficas ao longo da História; também conhecerá alguns dos principais temas e áreas da Filosofia. Para começar, você estudará quais pensadores e quais temas tiveram mais destaque na Filosofia em cada época, seguindo a divisão clássica da História da humanidade.

O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Em muitas áreas de conhecimento, os conteúdos abordados por disciplinas são classificados em temas e subtemas, como ocorre no seu Caderno e nas grades curriculares. O mundo escolar é repleto de classificações, categorias e divisões, e há muitas hipóteses que justificam essa organização. Uma dessas hipóteses é que cada cultura ou *ideologia* vê o mundo de uma forma diferente, e isso se reflete no modo como são classificadas as coisas, ou seja, como determinada cultura ou ideologia explicam o mundo ou certo fenômeno. Outra hipótese é que essas categorias servem para facilitar o entendimento, principalmente na hora de estudar algum processo, juntando, em um só grupo, elementos que são diferentes, mas que têm alguns pontos em comum. Relembra as aulas de História, pensando nas seguintes questões: Como a História é convencionalmente dividida? Quais são os principais campos que compõem essa divisão? Quais são os temas que mais marcaram a passagem da Idade Média para a Idade Moderna?

Ideologia
Conjunto de ideias e valores sobre o mundo ou sobre determinado conjunto de fenômenos ou objetos. Um exemplo é a ideologia do consumismo, que explica os valores que orientam as pessoas na maioria das sociedades atuais a comprar compulsivamente.



BIOGRAFIA

Esse boxe aborda aspectos da vida e da obra de autores ou artistas trabalhados no material, para ampliar sua compreensão a respeito do texto ou da imagem que está estudando.

ASSISTA!

Esse boxe indica os vídeos do Programa, que você pode assistir para complementar os conteúdos apresentados no Caderno. São indicados tanto os vídeos que compõem os DVDs – que você recebeu com os Cadernos – quanto outros, disponíveis no site do Programa. Para facilitar sua identificação, há dois ícones usados nessa seção.



FICA A DICA!

Nesse boxe você encontrará sugestões diversas para saber mais sobre o conteúdo trabalhado no Tema: assistir a um filme ou documentário, ouvir uma música, ler um livro, apreciar uma obra de arte etc. Esses outros materiais o ajudarão a ampliar seus conhecimentos. Por isso, siga as dicas sempre que possível.

Existem ainda países que tinham autonomia política e identidade cultural, mas se tornaram parte de impérios maiores. O caso do Tibete, invadido e anexado pela China em 1951. Até hoje os tibetanos lutam para manter tradições culturais e libertar-se do domínio chinês.

O mundo está em constante movimento e isso se reflete no mapa-múndi. As conquistas e dominações, insatisfações mudam o tempo todo, resultado de conflitos e guerras.

O século XX ficou marcado por dois grandes conflitos mundiais (a 1ª e a 2ª Guerra Mundial), tornando-se um dos períodos da história humana com maior número de mortes. Arrasada pelas guerras, a Europa precisava de ajuda externa (em especial, dos EUA) para se reconstruir e recuperar o domínio colonial. Inúmeras lutas e revoltas ocorreram durante esse período.

A revolução da luta de libertação nacional na Índia, liderada por Mahatma Gandhi, ocorreu em 1947, tornando a Índia um país independente.

FICA A DICA!
A revolução da luta de libertação nacional na Índia, liderada por Mahatma Gandhi, ocorreu em 1947, tornando a Índia um país independente.



VOCÊ SABIA?

Esse boxe apresenta curiosidades relacionadas ao assunto que você está estudando. Ele traz informações que complementam seus conhecimentos.

TENHO DÚVIDAS JÁ ESTUDEI 

Unidade 1 – A química no cotidiano.....	17		
Tema 1 – Substâncias químicas no cotidiano.....	17	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Tema 2 – Transformações químicas.....	37	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Unidade 2 – Combustão.....	47		
Tema 1 – Reações de combustão.....	47	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Tema 2 – Constituição da matéria.....	58	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Unidade 3 – Processos produtivos: obtenção da cal e a tabela periódica.....	71		
Tema 1 – Processo de obtenção da cal.....	71	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Tema 2 – Tabela periódica.....	94	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Unidade 4 – Processos produtivos: fermentação.....	102		
Tema 1 – A fermentação e a produção do álcool comum.....	102	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Tema 2 – Como se expressa a concentração de álcool.....	115	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Tema 3 – A energia nas reações químicas.....	120	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Caro(a) estudante,

Você está iniciando o curso de Química do CEEJA, Ensino Médio. A decisão que tomou de voltar a estudar é, sem dúvida, muito importante, e os benefícios dessa decisão você verá mais adiante. No mundo atual, no qual a tecnologia se faz mais presente, conhecer as diferentes áreas das ciências naturais é imprescindível.

Conhecer o que é Química, o que ela estuda e onde se pode encontrá-la derrubará várias ideias equivocadas, ao mesmo tempo que lhe mostrará o mundo sob um novo ponto de vista.

Pode-se dizer que a Química analisa as substâncias que formam os diferentes materiais existentes na natureza, suas transformações, aplicações e a obtenção de novos materiais ou substâncias que, de alguma maneira, proporcionem uma melhor qualidade de vida.

Na Unidade 1, você estudará as propriedades das substâncias, o que lhe permitirá identificá-las, separá-las e utilizá-las no controle de qualidade de diferentes produtos. A Unidade tratará, ainda, do que caracteriza uma reação química e de como as massas das substâncias que reagem e se formam estão relacionadas.

Na Unidade 2, será apresentada a ideia de que a matéria é formada por átomos, além de como esse pensamento surgiu e os avanços que ele provocou no estudo da Química. Você entenderá também o que os cientistas chamam de modelo em ciência e qual é a sua importância. A Unidade tem entre seus objetivos o estudo da linguagem da Química: os símbolos, as fórmulas e as equações químicas.

A Unidade 3 mostrará uma forma simples de calcular quantidades em Química e como os elementos químicos foram organizados na classificação periódica, ou tabela periódica.

A Unidade 4 vai tratar da produção, das propriedades e dos usos do álcool comum, bem como do processo que leva à sua obtenção: a fermentação. Você verá como descobrir a concentração do álcool quando misturado com a água. Para finalizar, estudará a energia envolvida nas reações químicas, como representá-la em uma equação e como calcular sua quantidade.

Espera-se que você goste do curso e possa realizar um ótimo trabalho. Não deixe de participar dos encontros com os professores, para que todas as possíveis dúvidas sejam esclarecidas.

Bons estudos e aproveite!

TEMAS

1. Substâncias químicas no cotidiano
2. Transformações químicas

Introdução

Você já ouviu, no dia a dia, expressões como “alimento sem química”, “tratamento para o cabelo sem química” ou “limpeza sem química”? Geralmente, essas expressões se referem a produtos que não agridem o meio ambiente ou a saúde, mas será que estão corretas? Mesmo que um produto não tenha determinadas substâncias prejudiciais, não significa que seja isento de química!

De fato, as substâncias químicas estão em tudo o que nos rodeia, desde os alimentos até produtos de alta tecnologia, como celulares e computadores. Não existe nada sem química! Tudo à nossa volta é composto de substâncias químicas que continuamente se convertem em outras substâncias ou que passaram por longos processos de conversão até chegar ao estado em que se encontram. Além disso, todas as substâncias apresentam propriedades que podem ser verificadas, como cor, dureza, resistência mecânica, transparência etc.

A Química, como ciência, dedica-se a estudar processos, naturais ou artificiais, em que determinadas substâncias se transformam em outras, com novas propriedades. Por meio do estudo da Química e de outras áreas das ciências naturais, pode-se investigar o que constitui a matéria e de que é feito o Universo.

Nesta Unidade, você iniciará o estudo da Química e, em consequência, começará a identificar sua presença no dia a dia. Para tanto, conhecerá alguns conceitos que são considerados fundamentais.

Substâncias químicas no cotidiano

TEMA 1

Neste tema, você vai aprender que as substâncias químicas se diferenciam por suas propriedades características, e que são essas diferentes propriedades que possibilitam sua separação, purificação e identificação. Tais características também contribuem em seus usos e aplicações.



O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Antes de começar o estudo deste tema, reflita sobre o que você já sabe a respeito das substâncias químicas. Para isso, pense nas seguintes questões:

- Pegue um objeto simples como uma caneta, um livro ou um par de óculos e tente identificar quantas substâncias químicas compõem esse objeto. O que faz você pensar que partes diferentes desse objeto são feitas de substâncias distintas? Por que esse objeto não é fabricado utilizando-se apenas uma substância?
- Você utiliza algum método de separação de misturas no seu dia a dia? Reflita, por exemplo, sobre atividades como fazer um café ou passar aspirador na casa. Que materiais são separados nelas?



Propriedades das substâncias químicas

Para executar determinada atividade em casa ou no trabalho, você precisa escolher a ferramenta certa. Para varrer a casa, uma vassoura ajuda muito mais do que, por exemplo, um pincel ou uma escova de dentes. Isso porque a vassoura tem propriedades, como tamanho das cerdas e comprimento do cabo, mais adequadas à aplicação que se tem em mente.

Com as substâncias químicas, acontece o mesmo. Ao preparar uma tinta para pintar paredes, por exemplo, um químico precisa escolher substâncias com propriedades indicadas a essa aplicação, como cor, odor, viscosidade e tempo de secagem. Portanto, as escolhas que você faz dependem das propriedades (químicas e físicas) que as substâncias possuem.

São essas propriedades que caracterizam as substâncias, ou seja, que permitem diferenciá-las e identificá-las. Da mesma maneira que você distingue uma pessoa a distância por suas características físicas, como altura, cor dos cabelos etc., pode-se identificar uma substância conhecendo suas propriedades químicas e físicas. Nenhuma substância tem o mesmo conjunto de propriedades de outra. Na Química, três propriedades físicas se destacam: a temperatura de fusão, a temperatura de ebulição e a densidade.

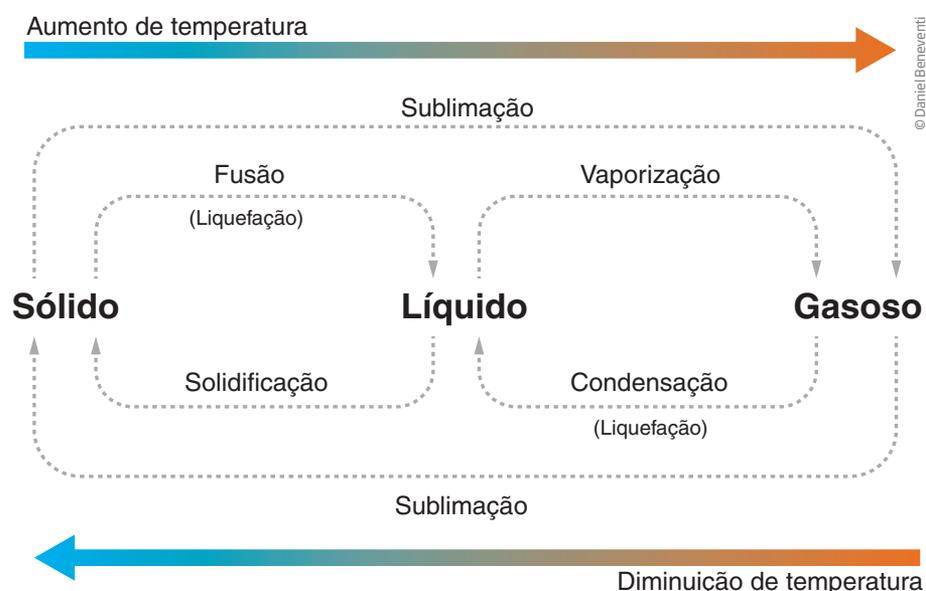
Temperaturas de fusão e de ebulição

Você já estudou, no Ensino Fundamental, que as substâncias podem se apresentar em três estados físicos: o **sólido**, como o sal de cozinha; o **líquido**, como o

álcool; ou o **gasoso**, como o gás oxigênio. Em nosso planeta a água é encontrada nesses três estados físicos; além disso, essa substância passa de um estado físico para outro naturalmente, isto é, sem a intervenção direta dos seres humanos.

As mudanças de estado físico de qualquer substância recebem os nomes indicados no diagrama a seguir.

Mudanças de fase da água



Fusão é a passagem do estado sólido para o líquido, e a do estado líquido para o sólido é a **solidificação**.

Vaporização é a passagem do estado líquido para o gasoso, e a do estado gasoso para o líquido é a **condensação**.

Sublimação é a mudança do estado físico sólido para o gasoso, como ocorre com o gelo seco (gás carbônico sólido); também é o nome dado ao processo inverso, ou seja, a passagem do estado gasoso para o sólido, como quando os vapores da naftalina encontram uma superfície fria.

A temperatura em que uma substância sofre fusão e aquela em que há vaporização por ebulição são características de cada substância, portanto, importantes para identificá-las.

Para o estudo das temperaturas de ebulição e fusão, acompanhe a construção de um gráfico de temperatura *versus* tempo de aquecimento de uma amostra de água no estado sólido até chegar ao estado gasoso.

Observe os dados para a construção do gráfico, obtidos com o seguinte procedimento:

- Cubos de gelo foram retirados do freezer (amostra de água no estado sólido) e colocados em um recipiente fechado que pudesse ser aquecido.
- Antes de iniciar o aquecimento, mediu-se a temperatura do **sistema** (que estava a $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$).
- Essa temperatura foi anotada na tabela a seguir.
- Foi registrado também o tempo correspondente a essa temperatura na mesma linha (como o aquecimento ainda não tinha sido iniciado, o tempo correspondente à temperatura inicial é 0 (zero) minuto (min)).
- A cada meio minuto, a temperatura foi medida, e foram anotados na tabela tanto as temperaturas quanto os tempos correspondentes.
- Anotaram-se também observações referentes à amostra (estado físico).

Sistema

Qualquer conjunto de matéria que se toma como objeto de estudo. Por exemplo: quando se prepara a argamassa para determinado fim, o conjunto de materiais utilizados consiste no sistema com o qual se está trabalhando. Nesse caso, o sistema é formado por cimento, cal, água, areia, recipiente para colocar a mistura, um pedaço de pau para misturá-la e o ar.

Variação da temperatura durante o tempo de aquecimento de uma amostra de água à pressão de 1 atm ou ao nível do mar

Tempo (min)	Temperatura ($^{\circ}\text{C}$)	Estado físico da amostra de água
0	-20	Sólido
0,5	-10	Sólido
1,0	0	Sólido + líquido
1,5	0	Sólido + líquido
2,0	0	Sólido + líquido
2,5	0	Sólido + líquido
3,0	10	Líquido
3,5	25	Líquido
4,0	35	Líquido
4,5	50	Líquido
5,0	70	Líquido
5,5	80	Líquido
6,0	100	Líquido + gasoso
6,5	100	Líquido + gasoso
7,0	100	Líquido + gasoso
7,5	100	Líquido + gasoso
8,0	110	Gasoso
8,5	120	Gasoso

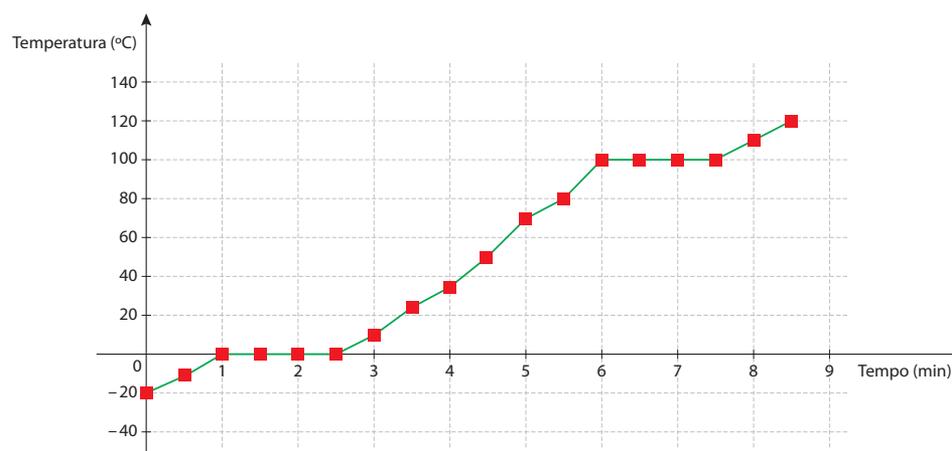
Para construir o gráfico, que serve para facilitar a identificação de regularidades e relações matemáticas no experimento, foram utilizados os dados da tabela, lançados em um **plano cartesiano** em que o tempo foi colocado no eixo das abscissas (x), e a temperatura, no eixo das ordenadas (y).

Uma vez definidos os **eixos**, foram determinadas as escalas, que não precisam ser as mesmas – elas vão depender do intervalo de valores obtidos no experimento.

A escala é uma representação do valor da **grandeza**; por exemplo, 1 unidade no eixo vertical corresponde a 20 °C, e no eixo horizontal, a 1 minuto.

Uma vez determinada a **escala**, associou-se cada par temperatura-tempo a um ponto no plano cartesiano (em **vermelho**, no gráfico a seguir).

Depois de definidos os **pontos**, foram traçadas retas (em **verde**), que representam como a temperatura varia em relação ao tempo de aquecimento.



Agora, acompanhe a análise de cada seção do gráfico e dos dados obtidos.

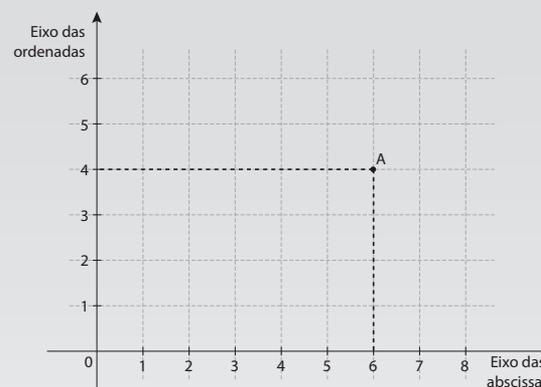
- No início do experimento, a água se encontra resfriada a -20 °C , estando no estado sólido. Esse é o tempo 0 (zero) do experimento, quando se inicia o aquecimento.



Glossário

Plano cartesiano

Utilizado para localizar pontos que expressam relações entre duas grandezas. Consiste em dois eixos perpendiculares que se cruzam: o eixo horizontal é denominado eixo das abscissas; o vertical, eixo das ordenadas.



Plano cartesiano.

Grandeza

Tudo o que se pode medir. Para expressar uma grandeza, isto é, para dizer o quanto ela vale, é preciso utilizar uma unidade, que é a referência entre o que se mede e um padrão estabelecido.



- No intervalo de tempo entre 0 e 1 min, ou seja, no primeiro minuto de aquecimento, toda a amostra permanece no estado sólido; logo, tem-se apenas água sólida, ou “gelo de água”, no recipiente. A temperatura se eleva de $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. A primeira curva mostra uma reta ascendente.
- No intervalo de tempo entre 1 e 2,5 min, observa-se que a água sólida (gelo de água) vai se fundindo, liquefazendo-se, transformando-se em água líquida. Está ocorrendo a fusão, ou liquefação, da água. Nesse período, a temperatura não aumenta, permanecendo a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Pode-se observar, em consequência, um patamar na segunda curva, ou seja, uma reta paralela ao eixo x. O calor fornecido está sendo usado para fundir a água, e não para alterar a temperatura.
- No intervalo de tempo entre 2,5 min e 6 min, pode-se observar somente água líquida no recipiente; toda a água no estado sólido (gelo) se liquefaz, ou se fundiu. A temperatura passa a subir novamente, até alcançar $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. A terceira curva mostra uma reta ascendente, ou seja, a água no estado líquido está sendo aquecida, e sua temperatura aumenta com o passar do tempo.
- Após 6 min do início do aquecimento, a água começa a ferver, isto é, entra em ebulição. A temperatura nesse momento é de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- No intervalo de tempo entre 6 e 7,5 min, a água se mantém em ebulição, e observa-se que ela está se vaporizando. A temperatura se mantém constante, em $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, até que toda a água passe para o estado gasoso.
- Decorridos 7,5 min do início do aquecimento, toda a água se vaporizou e a temperatura volta a se elevar.

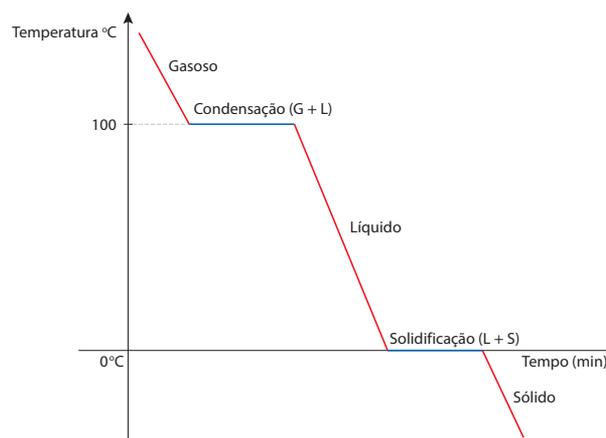
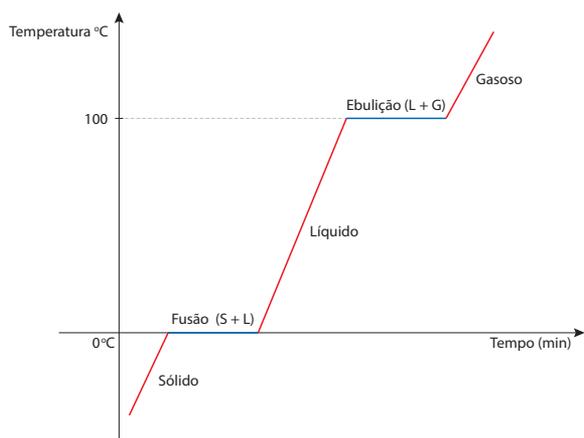
O gráfico obtido com os dados do experimento é chamado de **curva de aquecimento** da água.

E se uma amostra de água fosse colocada em um *freezer*? Como o processo de resfriamento seria representado graficamente?

Caso o experimento inverso fosse realizado, ou seja, se uma amostra de água no estado gasoso fosse resfriada à temperatura de $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$, seria obtida uma **curva de resfriamento** da água, com um gráfico semelhante ao do experimento anterior, cuja temperatura de condensação seria $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, e a de solidificação, $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Na próxima página, você pode ver os possíveis gráficos de aquecimento e de resfriamento de uma amostra de água.



Gráficos de aquecimento e de resfriamento de uma amostra de água



Temperatura de fusão (TF) é aquela em que uma substância sofre fusão, isto é, passa do estado sólido para o líquido. Nas substâncias puras, a temperatura de fusão é igual à **temperatura de solidificação (TS)**, na qual passa do estado líquido para o sólido.

Temperatura de ebulição (TE) é aquela em que uma substância sofre ebulição, ou seja, passa do estado líquido para o gasoso. No caso das substâncias puras, a temperatura de ebulição é igual à de condensação, na qual passa do estado gasoso para o líquido.

Como você já sabe, as substâncias apresentam temperaturas de fusão e de ebulição características. Isso significa dizer que cada substância química possui temperaturas de fusão e de ebulição diferentes sob determinada pressão. A tabela a seguir mostra alguns exemplos dessas propriedades específicas à pressão de 1 atmosfera (atm). (Ao longo deste e dos próximos Cadernos, será discutido como essa propriedade específica depende da pressão ambiente.)

Temperaturas de fusão e de ebulição de diferentes substâncias à pressão de 1 atm		
Substância	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
Tungstênio	3.422	5.555
Ferro	1.538	2.861
Estanho	232	2.602
Fenol	40,9	182
Cloreto de sódio	800,7	1.465
Água	0,00	100
Mercúrio	-38,8	357
Etanol	-114	78,3
Nitrogênio	-210	-196
Oxigênio	-219	-183

Fonte: LIDE, David R. (Ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC Press, 2007.



Uma forma de identificar uma substância pura, ou apenas substância, é que ela apresenta temperaturas de ebulição e de fusão que a caracterizam e que permanecem constantes durante ambos os processos, a uma determinada pressão.

ATIVIDADE 1 Propriedades específicas I

1 Se uma garrafa de vodca (45% de álcool ou etanol) for colocada no congelador a uma temperatura de $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$, seu conteúdo não vai congelar. Se a mesma coisa for feita com uma garrafa de cerveja (4% de álcool etílico ou etanol), ela vai congelar. Por que isso acontece?

2 Na cozinha, para preparar alguns alimentos, é preciso ferver a água. Quando ela entra em ebulição, recomenda-se a diminuição da chama do fogão a fim de economizar gás. Durante o cozimento, portanto, não é necessário manter a chama alta. Por que, após o início da ebulição, a intensidade da chama não influi no tempo de cozimento?

3 Considerando as temperaturas das superfícies da Terra e de Vênus, $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $460\text{ }^{\circ}\text{C}$, respectivamente, e supondo que a pressão atmosférica nos dois planetas é a mesma, em que estado físico estariam as substâncias água e estanho nos planetas mencionados? Consulte a tabela *Temperaturas de fusão e de ebulição de diferentes substâncias à pressão de 1 atm* na página anterior para auxiliá-lo na resposta.

Densidade

Você já ouviu falar que uma maneira de identificar se um ovo está podre é mergulhando-o em um copo com água? Esse método funciona porque o ovo podre é menos denso que a água, enquanto o ovo fresco é mais denso. Assim, o ovo fresco afunda em um copo com água, e o ovo podre flutua.



Assim como é utilizada a densidade para identificar um ovo podre, as temperaturas de fusão (TF) e de ebulição (TE), bem como a densidade, são utilizadas para identificar substâncias. Por esse motivo, são denominadas **propriedades específicas da matéria**.

Observe a tabela a seguir, que relaciona a massa e o volume de diferentes amostras de alumínio a 25 °C.



À esquerda, vê-se um ovo fresco. À direita, o ovo está impróprio para o consumo, pois apresenta densidade menor que a da água.

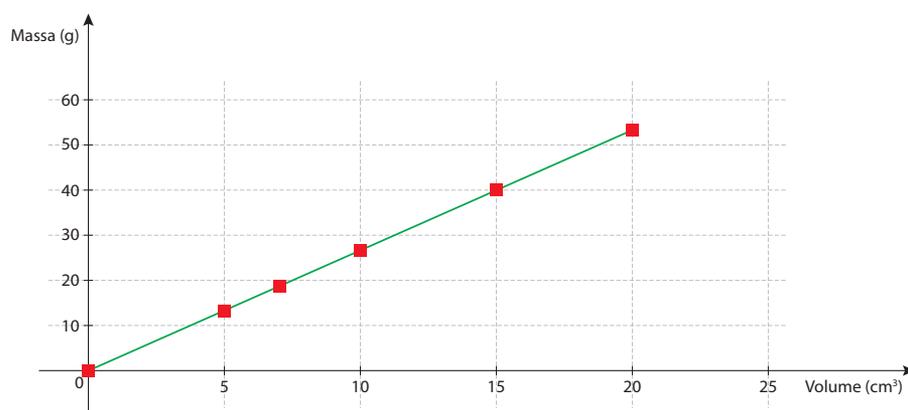
Massa e volume de diferentes amostras de alumínio a 25 °C			
Amostra	Massa (g)	Volume (cm ³)	Massa/Volume (g/cm ³)
1	13,0	5,0	2,6
2	19,0	7,0	2,7
3	27,0	10,0	2,7
4	40,0	15,0	2,6
5	54,0	20,0	2,7

Acompanhe a leitura da tabela linha a linha. Por exemplo, na amostra 1, o volume é de 5,0 cm³, e a massa, de 13,0 g; portanto, a relação $\frac{\text{massa}}{\text{volume}}$ é $\frac{13}{5} = 2,6 \text{ g/cm}^3$.

Analisando os dados de cada linha, pode-se perceber que a relação $\frac{\text{massa}}{\text{volume}}$ nas cinco amostras de alumínio apresenta valor próximo a 2,7 g/cm³, que é a densidade do alumínio a 25 °C. Os valores obtidos de massa e de volume, como em todas as medidas, apresentam variações que podem ser explicadas pelos erros que talvez tenham sido cometidos durante as medições.

Transferindo os dados da tabela para um sistema de eixos cartesianos, obtém-se o gráfico a seguir.

Massas e volumes de diferentes amostras de alumínio



A curva que representa o gráfico é uma reta que passa pela origem dos eixos cartesianos (os pontos 0:0). Isso significa que as grandezas massa e volume são diretamente proporcionais, isto é, caso uma aumente ou diminua, a outra vai aumentar ou diminuir na mesma proporção.

O gráfico permite a obtenção de valores de massa e de volume que não foram medidos, analisando-se a reta que os relaciona. Assim, nesse exemplo, é possível determinar a massa de qualquer volume entre 0 cm³ e 20 cm³ que não esteja na tabela.

A densidade é, portanto, a relação entre duas grandezas: massa e volume.

A tabela a seguir apresenta a densidade de diferentes substâncias à temperatura de 25 °C e a 1 atm de pressão.

Calcula-se a densidade de um material dividindo-se sua massa por seu volume

$$\left(\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \right) \rightarrow d = \frac{m}{v}$$

Densidade e estado físico de diferentes substâncias a T = 25 °C e P = 1 atm		
Substância	Densidade (g/cm ³)	Estado físico
Ferro	7,86	Sólido
Alumínio	2,70	Sólido
Mercúrio	13,54	Líquido
Água	1,00	Líquido
Álcool	0,79	Líquido
Benzeno	0,88	Líquido
Oxigênio	0,0014	Gasoso
Nitrogênio	0,0012	Gasoso
Amônia	0,00069	Gasoso

A densidade fornece a massa por unidade de volume de um material. A da água no estado líquido é 1,0 g/cm³, isto é, 1,0 cm³ dela apresenta massa de 1,0 g. A densidade do mercúrio é 13,5 g/cm³, isto é, 1,0 cm³ dele apresenta massa de 13,5 g.

Na análise dos dados das densidades, pode-se verificar que, entre as substâncias relacionadas, o mercúrio é a mais densa e o gás amônia é a menos densa. Isso significa que, se você pegar um mesmo volume de ambas as substâncias (1 L ou 1.000 L, por exemplo), o mercúrio sempre apresentará a maior massa. Se, por outro lado, pegar uma mesma massa de ambas as substâncias, o mercúrio sempre ocupará um volume menor.

ATIVIDADE 2 Propriedades específicas II

1 Três frascos idênticos e transparentes contêm a mesma massa de diferentes líquidos. Um deles contém água; outro, benzeno; e o terceiro, álcool. Como é possível descobrir quais são os líquidos existentes nos frascos sem abri-los? Utilize os dados da tabela *Densidade e estado físico de diferentes substâncias a $T = 25\text{ }^\circ\text{C}$ e $P = 1\text{ atm}$* , na página anterior, para auxiliá-lo na resposta.

2 Duas latas de 1 galão (1 galão corresponde a 3,8 L, aproximadamente) estão sem rótulo. Uma delas contém querosene (densidade = $0,82\text{ g/cm}^3$) e a outra, glicerina (densidade = $1,27\text{ g/cm}^3$). Como descobrir o que há em cada lata sem abri-las?



Quando a água de um lago congela, o gelo forma uma camada sobre ela. Qual a razão de tal fato?



Tipos de mistura

Na natureza, é raro encontrar substâncias puras. Os materiais produzidos artificialmente também são, em geral, misturas de várias substâncias. A água que bebemos, por exemplo, mesmo que seja potável, não é pura, porque contém pequenas quantidades de sais minerais dissolvidos; os objetos metálicos, tão comuns no nosso dia a dia, não são compostos de metais puros, mas de uma mistura de vários deles.

Chama-se **mistura** a união física de duas ou mais substâncias, e a maior parte delas pode ser separada por métodos físicos.

Há dois tipos de mistura. Observe o quadro a seguir.

Mistura homogênea ou **solução**: é aquela cujos componentes (**soluto** e **solvente**) não se distinguem visualmente, ou seja, ela apresenta uma única **fase**, que tem as mesmas propriedades por toda a sua extensão. Por exemplo: ar atmosférico filtrado, **ligas** metálicas e água potável.

Mistura heterogênea: é aquela cujos componentes (ou fases) podem se distinguir visualmente. Por exemplo: granito, concreto, mistura de farinha e água, água e óleo, água e areia.



Glossário

Soluto

Todo componente minoritário em uma solução.

Solvente

Componente que está em maior quantidade em uma solução.

Fase

Porção de um sistema que apresenta as mesmas propriedades em toda a sua extensão.

Liga

Mistura homogênea de duas ou mais substâncias, sendo pelo menos uma delas um metal.

Separação de misturas

Qualquer separação de misturas só é possível se seus componentes tiverem propriedades diferentes. Até agora, você estudou três propriedades físicas importantes: a **densidade**, a temperatura de **fusão** e a de **ebulição**. Como elas poderiam ser utilizadas para separar a mistura de areia, cascalho, cortiça e sal de cozinha?



ASSISTA!

Ciências – Ensino Fundamental
Anos Finais – Volume 4
Propriedades da matéria

O vídeo se utiliza da preparação de diferentes pratos para ilustrar o conceito de substância e os métodos de separação de misturas.

Observe os dados apresentados na tabela a seguir para compreender como as diferenças de densidade podem ajudar a resolver esse problema.

Densidades de alguns materiais (a 20 °C)	
Material	Densidade (g/cm ³)
Sílica (principal componente da areia e do cascalho)	2,2 a 2,6
Cloreto de sódio (sal de cozinha)	2,2
Água	1,0
Cortiça	0,05

Fonte: LIDE, David R. (Ed.), *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC Press, 2007.

Consultando a tabela, percebe-se que areia, cascalho e sal de cozinha têm densidades muito próximas, e a cortiça se destaca com uma densidade bem menor. Uma

maneira de separar a cortiça do restante da mistura é pela adição de água a um recipiente que contenha a mistura.

Como as densidades do cascalho e da areia são maiores que a da água, e a densidade da cortiça é menor que a da água, após essa adição, a cortiça vai flutuar, e o cascalho e a areia irão para o fundo do recipiente. Nesse caso, é só retirar a cortiça que estará flutuando na água.

E o que acontece com o sal ao se adicionar água à mistura? Como você sabe, o sal de cozinha (cloreto de sódio) se dissolve na água. Isso acontece graças a uma propriedade química chamada de **solubilidade**. Essa propriedade o diferencia da areia e do cascalho, que são **insolúveis** em água.

A solubilidade será estudada mais adiante, mas, por ora, basta você saber que, sendo o cloreto de sódio solúvel em água, eles formam uma mistura homogênea, que pode ser separada da areia e do cascalho por decantação. Assim, se a água com sal for vertida em outro recipiente, restará, no primeiro, apenas a mistura de areia e cascalho.

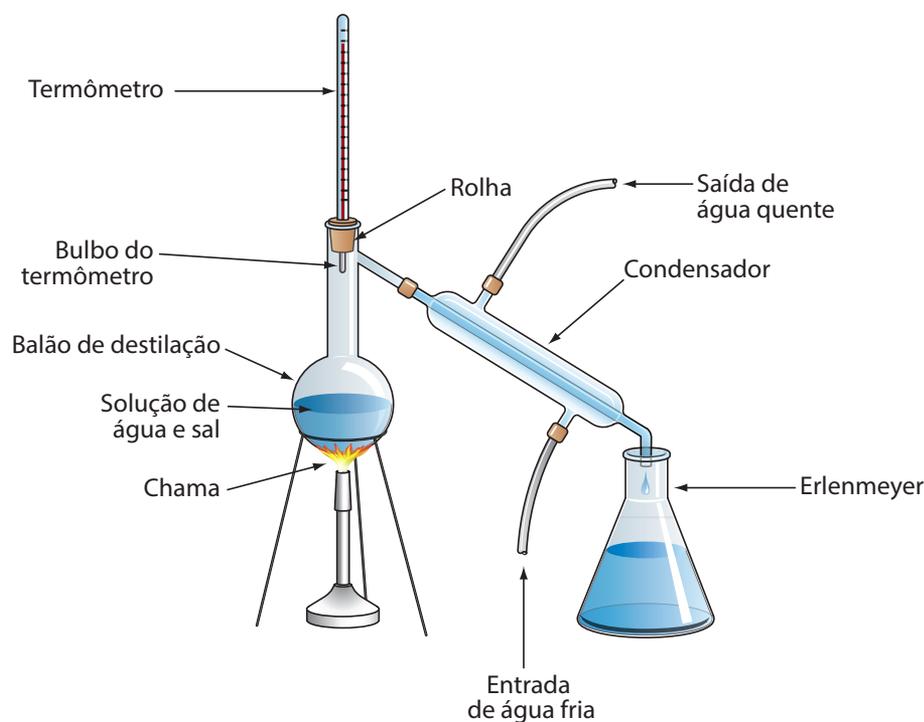
A mistura heterogênea de areia e cascalho, por sua vez, pode ser separada por peneiração. A propriedade que diferencia esses dois materiais é o tamanho de seus grãos (ou granulometria). Os grãos de areia têm menos de 1 mm de diâmetro médio, e os de cascalho, menos de 1 cm. Usando uma peneira com furos de cerca de 2 mm, por exemplo, a areia passará pela tela, enquanto o cascalho ficará retido.

Resta, agora, separar a mistura de sal e água. Nesse caso, a diferença de temperaturas de ebulição pode ser a chave. Basta lembrar que, à temperatura ambiente (25 °C), o cloreto de sódio é sólido e a água é líquida. Confira as temperaturas de fusão e de ebulição dessas duas substâncias na tabela *Temperaturas de fusão e de ebulição de diferentes substâncias à pressão de 1 atm*, apresentada anteriormente.

Para separar substâncias com temperaturas de ebulição distintas, pode-se utilizar a evaporação ou a destilação simples. Caso se queira obter apenas o sólido, o cloreto de sódio, pode-se fazer a evaporação da água em um recipiente aberto, para que o sal permaneça. Caso se opte pelo líquido, a água, a destilação simples seria recomendável.



Trabalhador peneirando areia. Com essa técnica, é possível eliminar grãos grandes e obter areia mais fina e homogênea.



© Hudson Galásans

Esquema de aparelhagem utilizada em laboratórios na separação de misturas por destilação simples.

Em uma destilação, a mistura é aquecida em um balão de destilação. Quando a temperatura atinge a de ebulição de uma das substâncias presentes, esta começa a vaporizar, e o vapor gerado sai do balão para o condensador, onde é resfriado e, como o próprio nome sugere, condensa-se, para depois ser recolhido em um frasco conhecido por Erlenmeyer. No caso da mistura tomada como exemplo aqui, a água será o destilado (substância recolhida no Erlenmeyer), e o sal, a substância que restará no balão de destilação por ter uma temperatura de ebulição muito mais alta que a da água.

Há muitos métodos para a separação de misturas. Veja a seguir alguns exemplos.

<p>© Chaovanut Sthoop/123RF</p>	<p>Filtração: serve para a separação de misturas que contêm sólidos e líquidos ou sólidos e gases. Como meio filtrante, podem ser utilizados filtros de papel, algodão ou qualquer material poroso que permita a passagem de pelo menos uma das substâncias. Exemplos de misturas que podem ser separadas por filtração: água e areia, poeira e ar. Ao coar o café, você está realizando uma filtração.</p>
<p>© William Reavell/Dorling Kindersley/Getty Images</p>	<p>Peneiração: utiliza-se uma peneira com furos de tamanho adequado para separar sólidos de dimensões distintas. Exemplos de misturas que podem ser separadas por peneiração: areia e brita, cimento para ser ensacado.</p>

 <p>© Andre Chaco/Fotoarena</p>	<p>Flotação: serve para separar sólidos de densidades diferentes. É realizada adicionando-se um líquido com densidade intermediária entre os sólidos que se deseja separar. Exemplos de misturas que podem ser separadas por flotação: areia e serragem, areia e cortiça.</p>
 <p>© Andrew Lambert Photography/SPL/Latinstock</p>	<p>Decantação: utilizada para separar sólidos de líquidos e misturas de líquidos imiscíveis (que não se misturam) e de densidades diferentes. No caso de líquidos, usa-se um funil de separação. Ele é dotado de uma torneira que possibilita, primeiro, a passagem do líquido mais denso e, depois, do menos denso. Pode-se, também, retirar o líquido menos denso pela parte de cima do funil. Exemplos de misturas que podem ser separadas por decantação: água e argila, água e azeite de oliva. Se você fizer um suco de melancia, vai perceber que rapidamente a parte sólida da polpa da fruta se concentra e se decanta, separando-se da água.</p>
 <p>© Keith Weiler/US Department of Agriculture/SPL/Latinstock</p>	<p>Extração com solventes: serve para separar sólidos, líquidos e líquidos de sólidos com solubilidades diferentes. Adiciona-se à mistura um solvente que dissolva apenas um dos seus compostos. O solúvel é removido com o solvente. Exemplos de misturas que podem ser separadas por extração com solventes: óleo de sementes, separação de solventes etc.</p>
 <p>© Daniel Berreventi</p>	<p>Dissolução fracionada: processo de separação utilizado para misturas heterogêneas de sólidos quando um dos componentes é solúvel em um líquido e o outro, não, como a mistura sal e areia. No exemplo citado, o líquido utilizado é a água, que dissolve o sal, e não a areia.</p>
 <p>© BSIP/SA/Alamy/Clow Images</p>	<p>Centrifugação: utilizada para separar um ou mais sólidos suspensos em um líquido. Quando um sólido apresenta grãos muito finos, a separação por filtração ou decantação pode se tornar muito difícil. Na centrifugação, a mistura é girada a velocidades elevadas, e a força centrífuga gerada acelera a deposição da fração sólida no fundo do tubo de amostra. Exemplos de situações em que a centrifugação é utilizada: componentes do sangue, secagem do sal, nas máquinas de lavar roupas etc.</p>
 <p>© Marmaduke St. John/Alamy/Clow Images</p>	<p>Separação magnética: quando um dos componentes da mistura é uma substância ferromagnética, ou seja, que é atraída por um ímã (ferro, níquel e cobalto, por exemplo), pode-se utilizar um ímã para removê-lo. Exemplo de misturas que podem ser separadas magneticamente: peças ferrosas em sucata para reciclagem.</p>



© Andreivi Lambert
Photography/SPL/Lainistock

Destilação: para separar misturas homogêneas de sólidos e líquidos ou de líquidos com temperaturas de ebulição distintas, utiliza-se a destilação simples. Para misturas homogêneas de líquidos com valores próximos de temperatura de ebulição, utiliza-se a destilação fracionada. Exemplos de misturas que podem ser separadas por destilação: sal de cozinha e água (destilação simples), frações do petróleo, como gasolina, diesel etc. (destilação fracionada), gases oxigênio e nitrogênio do ar atmosférico (destilação fracionada).

ATIVIDADE

3 Propriedades e separação de misturas

1 Com base na tabela *Temperaturas de fusão e de ebulição de diferentes substâncias à pressão de 1 atm*, apresentada anteriormente, faça uma previsão sobre o estado físico (sólido, líquido ou gasoso) das substâncias a seguir quando submetidas à temperatura ambiente de 25 °C e a uma de 2.700 °C.

Substância	Temperatura ambiente (25 °C)	2.700 °C
Ferro		
Tungstênio		
Nitrogênio		
Estanho		
Mercúrio		

2 Houve um incêndio na casa de um colecionador de soldadinhos de chumbo. Os soldadinhos mais valiosos eram mantidos em redomas de vidro. Durante o incêndio, toda a coleção derreteu, mas as redomas mantiveram-se intactas. O que se pode dizer sobre a temperatura atingida? Dados: temperatura de fusão_{chumbo}: 327 °C; temperatura de fusão_{vidro}: 1.713 °C.

3 Buscando identificar uma substância encontrada em um frasco sem rótulo, um estudante fez as seguintes observações: a substância é incolor e inodora, apresenta temperatura de fusão de 0 °C, temperatura de ebulição de 100 °C e densidade de



$2,0 \text{ g/cm}^3$. Com base no que você já conhece sobre as propriedades das substâncias, o que é possível dizer sobre a identidade dessa amostra?

4 Cinco litros de água apresentam uma massa de 5 kg. Qual seria a massa de água, em quilogramas, se essa fosse substituída por ácido sulfúrico, cuja densidade é igual a $1,83 \text{ g/cm}^3$?

5 A água sanitária é uma solução que pode ser preparada dissolvendo-se cerca de 2,5 g de hipoclorito de sódio em água até completar 1 L. Identifique o soluto e o solvente nessa mistura.

6 Indique um método para separar os componentes das seguintes misturas:

a) Limalha de ferro e sal de cozinha: _____

b) Células vermelhas e plasma sanguíneo: _____

c) Vinagre e azeite: _____

d) Água e areia: _____

e) Açúcar e pó de vidro: _____

7 Indique como separar:

a) Dois sólidos de densidades diferentes: _____

b) Dois líquidos imiscíveis (não solúveis entre si): _____

c) Dois líquidos miscíveis (solúveis entre si): _____

d) Um sólido em um meio gasoso: _____

e) Dois sólidos com diferentes tamanhos de grãos: _____



HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Propriedades específicas I

1 Isso acontece porque a vodca possui cerca de 45%, em volume, de álcool (temperatura de fusão $-114\text{ }^{\circ}\text{C}$), o que não permite o congelamento da bebida. Já a cerveja possui cerca de 4% de álcool e 90% de água (temperatura de fusão $0\text{ }^{\circ}\text{C}$); portanto, ela vai congelar por apresentar temperatura de fusão próxima à da água.

Caso você tenha respondido que a vodca apresenta temperatura de solidificação abaixo da do congelador, e a cerveja, acima desta, a resposta também está correta.

2 Após iniciar a ebulição, a temperatura da água não varia mais; a de ebulição se mantém constante durante todo o processo. Assim, diminuir a chama não interfere no tempo de cozimento e economiza gás.

3 Na Terra, a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, a água estaria no estado líquido, porque a temperatura está acima da de fusão e abaixo da de ebulição. Já em Vênus, a $460\text{ }^{\circ}\text{C}$, a água estaria no estado gasoso. O estanho, na Terra, estaria no estado sólido, pois sua temperatura de fusão é maior que a temperatura média do planeta. Em Vênus, o estanho estaria no estado líquido, pois a temperatura de fusão do metal é $232\text{ }^{\circ}\text{C}$, menor que a temperatura média de Vênus. Já a de ebulição, $2.602\text{ }^{\circ}\text{C}$, é bem maior que a temperatura média de Vênus, portanto, ele não seria encontrado no estado gasoso.

Atividade 2 - Propriedades específicas II

1 Para chegar à resposta, foi necessário analisar as densidades dos líquidos. Como a massa deles é a mesma, o que apresenta maior densidade vai ocupar o menor volume; já o que possui a menor densidade terá o maior volume. A água ocupou o menor volume por ser o líquido mais denso, e o álcool ocupou o maior volume por ser o líquido menos denso. Já o benzeno, por ter densidade intermediária, ocupa volume intermediário.

2 Novamente, foi preciso analisar a densidade para dar a resposta. Como o volume das latas é o mesmo e a glicerina é bem mais densa que o querosene, a massa da lata de glicerina será maior que a massa da lata de querosene.

Atividade 3 - Propriedades e separação de misturas

1 O estado físico de uma substância depende das suas temperaturas de ebulição e de fusão e da temperatura ambiente. Caso a temperatura ambiente esteja entre as de fusão e de ebulição, o material estará no estado líquido. Com a temperatura ambiente acima da de ebulição, o material estará no estado gasoso. Com a temperatura ambiente abaixo da de fusão, o material estará no estado sólido.

Assim, após consultar a tabela *Temperaturas de fusão e de ebulição de diferentes substâncias à pressão de 1 atm*, você pode ter feito as seguintes previsões:

Substância	Temperatura ambiente (25 °C)	2.700 °C
Ferro	Sólido	Líquido
Tungstênio	Sólido	Sólido
Nitrogênio	Gasoso	Gasoso
Estanho	Sólido	Gasoso
Mercúrio	Líquido	Gasoso

2 A temperatura do ambiente durante o incêndio alcançou valores superiores a 327 °C, para fundir os soldadinhos de chumbo, e ficou abaixo de 1.713 °C, pois não foi capaz de fundir o vidro.

3 Limitando-se aos dados da tabela *Densidade e estado físico de diferentes substâncias a T = 25 °C e P = 1 atm*, não foi possível identificar essa substância. Apesar de as temperaturas de fusão e de ebulição coincidirem com as da água, a densidade de 2,0 g/cm³ provou que não se trata dela.

4 Para determinar a massa de uma substância conhecendo a densidade e o volume, bastou você multiplicar o volume pela densidade. Então:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V$$

A massa de ácido sulfúrico, portanto, será:

$$m = 5 \cdot 1,83 = 9,15 \text{ kg}$$

5 O hipoclorito de sódio é o soluto (presente em menor quantidade) e a água é o solvente (presente em maior quantidade).

6 Você pode ter apontado os seguintes métodos para separar os componentes das misturas propostas:

- Separção magnética.
- Centrifugação.
- Decantação.
- Filtração ou decantação.
- Extração com solventes.

7 Você pode ter apontado os seguintes métodos de separação para as situações propostas:

- Flotação.
- Decantação.
- Destilação.
- Filtração.
- Peneiração.

Neste tema, você estudará as transformações químicas. O objetivo aqui é trazer elementos que permitam conceituar, representar e discriminar as evidências de uma transformação química. Além disso, você verá como as massas das substâncias que reagem e se formam estão relacionadas.

? O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Antes de começar o estudo deste tema, reflita a respeito do que você já sabe sobre transformações químicas. Para isso, pense nas seguintes questões:

- Quando um objeto metálico enferruja, ele passa a ter certas características diferentes do original. Reflita sobre algumas dessas características: elas evidenciam que ocorreu uma transformação química?
- Como você reconhece que um alimento está podre ou impróprio para o consumo? Quais características dele se alteram?

📖 Evidências da ocorrência de uma transformação química

Até agora, você viu alguns exemplos de transformações físicas, como as que ocorrem durante uma mudança de estado físico ou a separação dos componentes de uma mistura. O que ocorre de especial em uma transformação química?

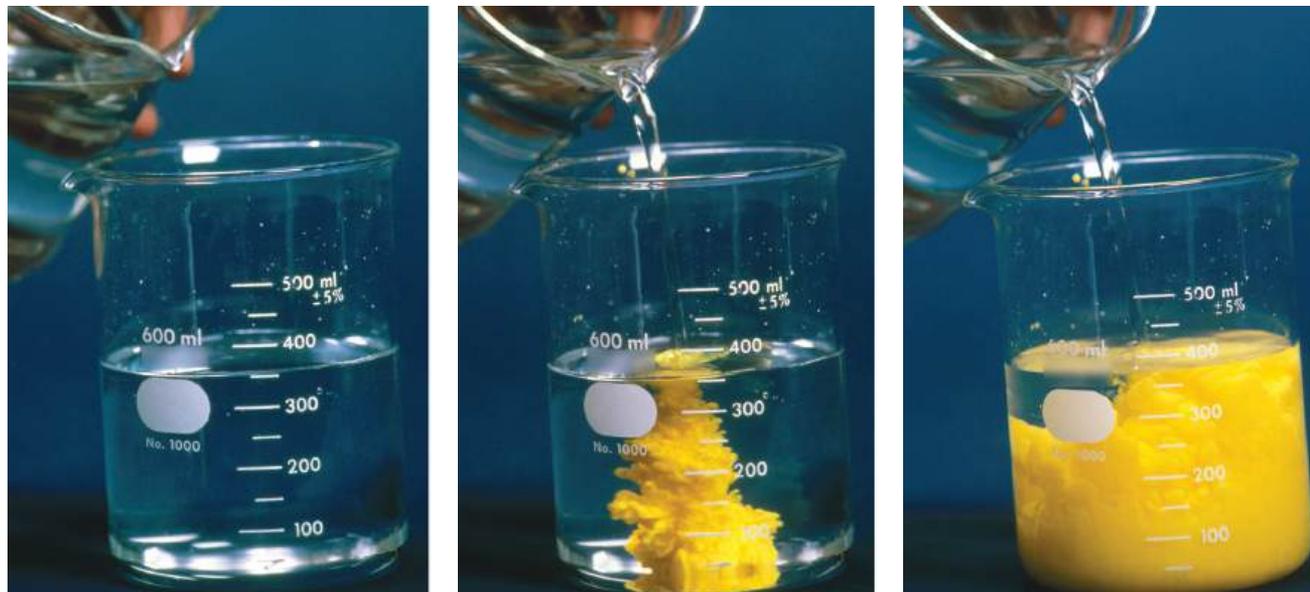
Você já deve ter tomado algum remédio na forma de pastilha efervescente. Quando a pastilha é adicionada à água, pode-se observar a liberação de um gás. Esse gás não estava lá antes do contato entre a pastilha e a água, o que indica que ele é uma substância nova que se formou no sistema.

Agora, acompanhe uma observação experimental. Em um laboratório, um químico adicionou uma solução aquosa incolor de **nitrito de chumbo** a uma solução também incolor de **iodeto de potássio** (veja a figura na página seguinte). Imediatamente, surgiu



A geração de gás é uma evidência de transformação química, pois aconteceu a formação de um novo material.

um sólido amarelo – uma nova substância que não existia antes da mistura. Se tanto a solução aquosa de nitrato de chumbo quanto a de iodeto de potássio são incolores, o surgimento de um sólido de cor amarela indica a formação de uma nova substância.



A formação do sólido amarelo é uma evidência de que ocorreu uma transformação química. Na verdade, são duas evidências: mudança de cor e formação de sólido.

Diferentemente de uma transformação física, em uma transformação química há a **formação de novas substâncias**. Pode-se, então, definir transformação química como a transformação de uma ou mais substâncias em uma ou mais substâncias diferentes.

O que se observou nos dois casos citados anteriormente foi a ocorrência de transformações químicas, evidenciadas, em um deles, pela liberação de um gás (pastilha efervescente), e, no outro, pela formação de um sólido amarelo (reação entre nitrato de chumbo e iodeto de potássio).

Há diferentes maneiras de se verificar a ocorrência de uma transformação química; além da formação de um gás, da formação de um sólido e da mudança de cor, pode acontecer também liberação ou absorção de calor, emissão de luz, mudança de odor, de textura, de resistência mecânica etc.

Um pouco mais sobre as transformações químicas

As transformações químicas de uma simples fogueira ou de fogos de artifício sempre fascinaram a humanidade. Na Idade Média, muitos se dedicaram ao estudo das transformações; a mais conhecida delas é a de metais comuns, como o ferro, em ouro. Com o tempo, provou-se que obter ouro do ferro não era real, mas essas

pesquisas, aliadas à curiosidade cada vez maior dos que se dedicavam ao estudo da natureza, levaram a novas descobertas sobre as transformações químicas.

Em 1774, o químico francês Antoine Lavoisier (1743-1794) pesquisava as combustões (reações de queima) e a calcinação (aquecimento a alta temperatura), utilizando uma balança para determinar as massas das substâncias envolvidas nas transformações. Além de esclarecer o papel do gás oxigênio nas combustões, seus estudos o levaram à constatação de que, em uma reação química, quando realizada em um recipiente fechado, a massa anterior à transformação é igual àquela após a reação, isto é, a massa se conserva nas transformações químicas.

Observe, por exemplo, os resultados obtidos na combustão do gás metano (gás natural), um processo que pode ser descrito da maneira apresentada adiante.

O gás metano reage com o gás oxigênio para formar gás carbônico e água. As massas envolvidas nas reações são apresentadas na tabela a seguir.

Massas envolvidas na reação de combustão completa do gás metano					
Massa de CH ₄ (metano) (g)	Massa de O ₂ (oxigênio) (g)	Massa total de reagentes (g)	Massa de CO ₂ (gás carbônico) (g)	Massa de H ₂ O (água) (g)	Massa total de produtos (g)
8	32	40	22	18	40
16	64	80	44	36	80
32	128	160	88	72	160

Nesse caso, todos os reagentes foram transformados em produtos e verifica-se, pelos dados experimentais, que, independentemente da quantidade de reagentes iniciais, a massa total de produtos formados será sempre igual à dos reagentes que sofreram a transformação. Como se comprovou por inúmeros experimentos, essa observação pode ser generalizada para transformações químicas em um recipiente fechado. Tal é sua importância, aliás, que hoje ela se chama **lei da conservação das massas**. Existe até mesmo uma versão popular dessa lei, segundo a qual, na natureza, nada se perde, nada se cria: tudo se transforma.

Alguns anos após Lavoisier ter formulado a lei da conservação das massas, em 1794, outro químico francês, Joseph Proust (1754-1826), ao realizar experimentos com substâncias puras, concluiu que a composição em massa dessas substâncias era constante, não importando a forma como era obtida. Isso significa que as massas dos reagentes e dos produtos envolvidas na reação estão sempre em uma proporção constante, independentemente das quantidades utilizadas. A lei, conhecida

por lei de Proust ou lei das proporções definidas, diz que cada substância, qualquer que seja sua procedência ou forma de obtenção, apresenta a mesma proporção em massa dos elementos que a formam.

Observe, por exemplo, que a composição da água é a mesma, não importando a região onde a amostra foi colhida.

A tabela a seguir contém dados de um experimento: a formação da água a partir do gás hidrogênio e do gás oxigênio.

Massas envolvidas nas reações entre oxigênio e hidrogênio					
Estado inicial			Estado final		
Experimento	Massa de gás oxigênio (g)	Massa de gás hidrogênio (g)	Massa de água que se formou (g)	Massa de gás oxigênio que não reagiu (g)	Massa de gás hidrogênio que não reagiu (g)
I	32	2	18	16	–
II	32	4	36	–	–
III	50	6	54	2	–
IV	80	15	90	–	5

Como se pode notar, os dados apresentados estão de acordo com a constância das massas. No experimento I, a massa de gás oxigênio que reagiu foi de 16 g (32 g – 16 g), e a de gás hidrogênio que reagiu foi de 2 g, que corresponde a 18 g da total. A massa de água formada também foi de 18 g.

O mesmo vale para os outros experimentos. Veja o caso do IV: 80 g de oxigênio reagem com 10 g de hidrogênio (15 g – 5 g = 10 g), e a massa dos reagentes é de 90 g. Após a reação, a massa da água formada foi de 90 g, também.

Pode-se perceber, ainda, que existem relações constantes entre as massas dos reagentes, as dos produtos, e entre as massas de cada reagente e de cada produto.

Observe: a relação entre as massas de gás oxigênio e gás hidrogênio apresentadas na tabela anterior é sempre constante. Você quer verificar?

$$\text{Experimento I: } \frac{m_{\text{oxigênio}}}{m_{\text{hidrogênio}}} = \frac{16 \text{ g}}{2 \text{ g}} = 8 \text{ g}$$

$$\text{Experimento II: } \frac{m_{\text{oxigênio}}}{m_{\text{hidrogênio}}} = \frac{32 \text{ g}}{4 \text{ g}} = 8 \text{ g}$$

Você pode calcular os valores das relações entre as massas de gás oxigênio e gás hidrogênio para os experimentos III e IV, obtendo o mesmo valor. Tente.

Pode-se, ainda, determinar outras possíveis relações entre as massas e compará-las nos quatro experimentos. Observe a seguir outro exemplo de relação possível:

$$\frac{\text{massa de água}}{\text{massa de hidrogênio}} = \frac{18}{2} = \frac{36}{4} = \frac{54}{6} = \frac{90}{10} = 9$$

Conhecer as relações entre as massas das substâncias envolvidas em uma reação química permite calcular a massa de um dos produtos da reação sabendo-se a massa de um dos reagentes que reagiu, ou vai reagir, e supondo-se um rendimento de 100%, ou seja, que todo o reagente foi transformado em produto.

Observe outro exemplo: durante um churrasco, a energia necessária para preparar a carne veio da reação de combustão do carvão. A tabela a seguir fornece as massas do carvão, do oxigênio e do gás carbônico, substâncias envolvidas na reação.

Massas envolvidas na reação de combustão do carvão				
Experimento	Massas dos reagentes		Massa do produto	
	Carvão (g)	Oxigênio (g)	Dióxido de carbono (g)	Energia liberada (kcal)
I	6	16	22	830
II	120	320	440	16.600
III	3	8	11	415

A análise dos dados coletados mostra a constância das massas nos três experimentos, e também da energia liberada para o ambiente na forma de calor.

$$\text{massa de carvão} + \text{massa de oxigênio} = \text{massa de dióxido de carbono}$$

Além dessa informação, é possível obter outras:

$$\frac{\text{massa de carvão}}{\text{massa de oxigênio}} = 0,37 \text{ em todos os experimentos}$$

Os dados mostram que existe uma relação constante de 0,37 entre as massas de carvão e de oxigênio colocadas para reagir e formar dióxido de carbono. Além disso, a energia liberada é proporcional à quantidade de carvão queimado. Esse conhecimento permite prever as quantidades de carvão e oxigênio para a reação e a quantidade de energia que se pode obter dela.

Acompanhe a resolução de um problema que envolve as leis estudadas, conhecidas por **leis ponderais**, por dizerem respeito às massas em uma reação. Imagine a seguinte situação:

12 kg de carvão reagem com 32 kg de oxigênio para formar 44 kg de gás carbônico e liberar 1.660 kcal.

Qual seria a massa necessária de oxigênio para queimar 3 kg de carvão?

Como a relação entre as massas de carvão e de oxigênio é constante, é possível dizer que:

$$\frac{12 \text{ kg de carvão}}{32 \text{ kg de oxigênio}} = \frac{3 \text{ kg de carvão}}{\text{massa de oxigênio}}$$

Então, para calcular a massa de oxigênio, basta considerar que:

$$\frac{32 \text{ kg de oxigênio} \cdot 3 \text{ kg de carvão}}{12 \text{ kg de carvão}} = 8 \text{ kg de oxigênio}$$

Agora, pense nesta outra questão: *Qual seria a massa de gás carbônico formada na queima de 3 kg de carvão?*

Utilizando a lei de Lavoisier, a massa de gás carbônico será igual à soma das massas de carvão e de oxigênio. Assim, a massa será:

$$3 \text{ kg de carvão} + 8 \text{ kg de oxigênio} = 11 \text{ kg de gás carbônico}$$

Por fim, outra pergunta: *Quanta energia seria gerada pela queima de 3 kg de carvão?*

Como a queima de 12 kg de carvão libera 1.660 kcal, a queima de 3 kg vai liberar uma quantidade de energia proporcional, dada pela relação:

$$\frac{12 \text{ kg de carvão}}{1.660 \text{ kcal}} = \frac{3 \text{ kg}}{\text{energia liberada}}$$

Então, basta considerar que:

$$\frac{1.660 \text{ kcal} \cdot 3 \text{ kg}}{12 \text{ kg}} = 415 \text{ kcal de energia liberada}$$

Agora, você terá a oportunidade de testar o que aprendeu. Não se esqueça de anotar suas dúvidas, para discuti-las com o professor do CEEJA.

ATIVIDADE 1 Transformações químicas

1 Identifique, nos casos apontados a seguir, se ocorreu ou não uma transformação química.

- a) Queima de uma folha de papel: _____
- b) Derretimento de um cubo de gelo: _____
- c) Sublimação de uma bolinha de naftalina: _____
- d) Digestão de alimentos: _____
- e) Cozimento de carne: _____
- f) Quebra de uma vidraça: _____
- g) Formação de ferrugem: _____

2 Quando o carbonato de cálcio (calcário) é calcinado, forma-se óxido de cálcio (cal) e gás carbônico.

a) Admitindo a conservação de massas e as proporções definidas entre os participantes da transformação, complete a tabela a seguir.

Experimento	Massa de calcário (g)	Massa de cal (g)	Massa de gás carbônico (g)
I	10,0	5,6	4,4
II	80,0		
III	12,0	6,7	

b) Com base nos dados da tabela, responda: Quantas toneladas (t) de cal seriam obtidas na calcinação de 5 t de calcário?

c) Qual a massa de CO_2 liberada para a atmosfera na calcinação de 5 t de calcário?



DESAFIO

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 um 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:

- a) As substâncias químicas presentes nos produtos de limpeza evaporaram.
- b) Com a mistura química, houve produção de uma solução aquosa asfixiante.
- c) As substâncias sofreram transformações pelo contato com o oxigênio do ar.
- d) Com a mistura, houve transformação química que produziu rapidamente gases tóxicos.
- e) Com a mistura, houve transformação química, evidenciada pela dissolução de um sólido.

Enem 2003. Prova amarela. Disponível em: <http://download.inep.gov.br/educacao_basica/enem/provas/2003/2003_amarela.pdf>. Acesso em: 22 ago. 2014.

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Transformações químicas

1

- a) Sim. Ocorreram geração de luz, de calor e novas substâncias foram produzidas.
- b) Não. Ocorreu apenas mudança de estado físico. Se for retirado calor da água líquida, ela voltará a ser sólida. É uma transformação física; não formou novas substâncias.
- c) Não. É uma transformação física; não formou novas substâncias.
- d) Sim. As substâncias que compõem os alimentos são transformadas naquelas que compõem nossos corpos.
- e) Sim. Ocorreu mudança de cor, odor e sabor.
- f) Não. Não se formaram novas substâncias.
- g) Sim. Ocorreu mudança de cor, consistência, textura.

2

a)

Experimento	Massa de calcário (g)	Massa de cal (g)	Massa de gás carbônico (g)
I	10,0	5,6	4,4
II	80,0	44,8	35,2
III	12,0	6,7	5,3

Como as massas são proporcionais, e o experimento I fornece as relações entre elas, no experimento II a quantidade de carbonato de cálcio é 8 vezes maior que aquela no experimento I, portanto, as massas do óxido de cálcio e do gás carbônico também o serão.

$$10,0 \text{ g} \cdot 8 = 80,0 \text{ g}$$

$$5,6 \text{ g} \cdot 8 = 44,8 \text{ g}$$

$$4,4 \text{ g} \cdot 8 = 35,2 \text{ g}$$

No experimento III, as massas de carbonato de cálcio e óxido de cálcio estão na mesma proporção que as do experimento I: $\frac{10,0}{5,6} = \frac{12,0}{6,7}$; logo, para encontrar a massa de gás carbônico, basta que a lei de Lavoisier seja utilizada:

$$x = 12,0 - 6,7 = 5,3 \text{ g}$$

b) Como as massas são proporcionais:

10,0 g de carbonato de cálcio ————— 5,6 g de cal

5 t de carbonato de cálcio ————— x de cal

$$x = 5 \cdot \frac{5,6}{10} = 2,8 \text{ t}$$

Seriam obtidas 2,8 t de cal.

c) Vale o mesmo raciocínio utilizado no item b. Como as massas são proporcionais:

10,0 g de carbonato de cálcio ————— 4,4 g de gás carbônico

5 t de carbonato de cálcio ————— x de gás carbônico

$$x = 5 \cdot \frac{4,4}{10} = 2,2 \text{ t}$$

A massa de gás carbônico obtida seria de 2,2 t.

Desafio

Alternativa correta: **d**. O que ocorreu evidencia uma reação química, pois houve a formação de um gás tóxico ao se misturar os produtos de limpeza.

TEMAS

1. Reações de combustão
2. Constituição da matéria

Introdução

Você certamente já viu algum material pegando fogo, seja uma folha de papel, uma vela, uma lamparina, uma fogueira ou um incêndio de grandes proporções. Em todos esses casos, ocorreram transformações químicas; diferentes substâncias foram consumidas para gerar outras substâncias, além de luz e calor.

Toda essa energia liberada pode ser bastante destrutiva, mas, ao longo dos milênios, a humanidade aprendeu a dominar o fogo, utilizando-o em atividades simples como cozinhar alimentos e, atualmente, em feitos espetaculares, como enviar objetos que apresentam massa de muitas toneladas para o espaço.

Nesta Unidade, você vai estudar um tipo especial de transformação química chamada de **reação de combustão**. Tendo a combustão como tema central, você vai investigar mais detalhadamente o que ocorre durante uma transformação química e entenderá também como os cientistas observam e procuram compreender os fenômenos naturais.



© NASA/Alamy/Glow Images

Lançamento do ônibus espacial Discovery.

Reações de combustão TEMA 1

Neste tema, você vai aprender a identificar uma reação de combustão e a reconhecer suas aplicações cotidianas, além de compreender as implicações ambientais da disseminação do seu uso pela humanidade.

? O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Refleta sobre o que você já sabe a respeito das reações de combustão respondendo às questões:

- No interior do motor da maioria dos veículos em circulação no Brasil, ocorre a queima de combustíveis, como a gasolina e o etanol. Pensando em termos de reagentes e produtos dessa transformação química, o que você imagina que acontece no interior do motor quando ele está desregulado e o veículo libera uma fumaça negra pelo escapamento?
- O etanol, muito utilizado no Brasil, é considerado um combustível menos poluente quando comparado, por exemplo, à gasolina. Você sabe por quê?

📖 O que é uma reação de combustão?

Pode-se definir uma reação de combustão como aquela entre um **combustível** e o gás oxigênio, denominado **comburente**, em que há formação de novas substâncias e liberação de energia nas formas de luz e calor.

As reações de combustão podem ser rápidas, como na explosão de um gás confinado, ou lentas, como na queima do carvão.

▶ ASSISTA!

Química – Volume 1

Controle da qualidade dos combustíveis

Esse vídeo, ao tratar do controle de qualidade de um combustível, apresenta as propriedades densidade e solubilidade de forma bem prática e relacionadas a acontecimentos do cotidiano das pessoas. Nele também aparecem alguns experimentos em laboratório.



A combustão que ocorre em uma fogueira é lenta.

🔍 VOCÊ SABIA?

Um dos grandes problemas que os bombeiros enfrentam no combate aos incêndios é o vento. Ele alimenta a combustão, fornecendo maior quantidade de oxigênio, o que facilita a queima do combustível responsável pelo incêndio. Além disso, o vento pode mudar a direção das chamas, aumentando o risco de acidentes para esses profissionais.

Combustíveis: fonte de energia

A energia liberada em uma reação de combustão pode ser utilizada nas mais variadas aplicações, seja diretamente, por exemplo, na iluminação (lâmpião, candeeiro, vela) e no aquecimento (**caldeiras industriais**, aquecedores domésticos a gás), seja indiretamente, por meio da conversão dessa energia em outras formas de energia, como a mecânica (motores de combustão interna dos carros) e a elétrica (geradores a diesel e usinas termoeletricas).

Uma infinidade de substâncias pode servir como combustível em reações de combustão.

Observe agora as vantagens e desvantagens da utilização de alguns tipos de combustível em diferentes aplicações.

Combustíveis derivados do petróleo

Cerca de 80% de toda a energia consumida no mundo provém da queima de combustíveis fósseis, que incluem o carvão mineral, o gás natural e o petróleo e seus derivados. As reservas de combustíveis fósseis são o resultado de milhões de anos de ação de altíssimas pressões e temperaturas sobre restos animais e vegetais enterrados na crosta terrestre.

Em decorrência de sua formação depender de processos geológicos muito lentos, os combustíveis fósseis são considerados um recurso natural não renovável. Isso significa que, com o uso intenso, suas reservas tendem a se esgotar e não podem ser recuperadas.

O petróleo é um minério líquido (por vezes de consistência pastosa) de composição muito complexa, formado por um grande número de substâncias. Em estado natural (cru), o petróleo não é muito útil. Por isso, ele passa por um processo de refino, cuja principal etapa é a **destilação fracionada**.



Caldeira industrial

Equipamento de grande porte no qual os combustíveis são queimados para aquecer um líquido (tipicamente água), que pode ser distribuído por meio de dutos e, assim, fornecer calor a diversos pontos em uma fábrica.



Torre de destilação de uma refinaria de petróleo.

Esse processo separa o petróleo em várias frações conhecidas por nós: o gás liquefeito de petróleo (GLP), o querosene, a gasolina, o diesel e mais uma série de outros produtos.

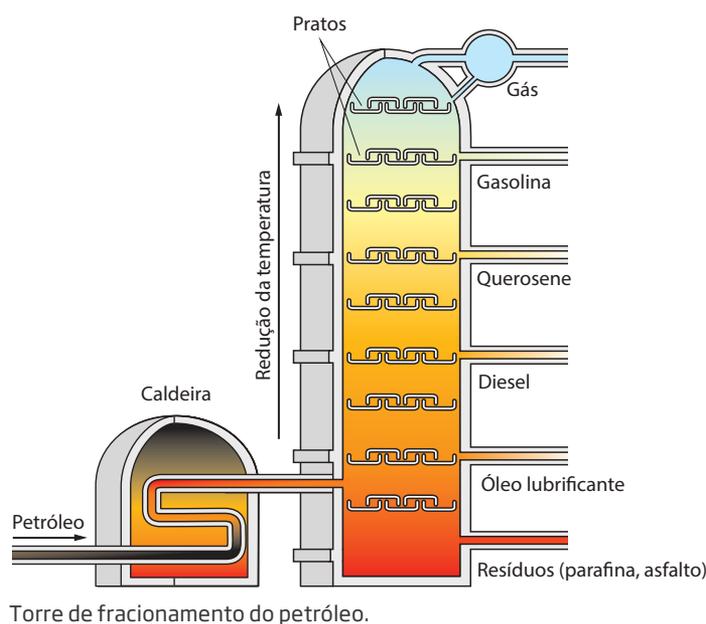
O petróleo é aquecido e injetado na base de uma torre de fracionamento de vários metros de altura que contém uma série de “pratos”. Seus vapores sobem pela torre e encontram temperaturas cada vez menores.

Durante esse processo, as frações vão se condensando nos pratos à medida que atingem suas temperaturas de ebulição. Nos pratos inferiores, condensam-se as frações de maiores temperaturas de ebulição, as menos voláteis, porque se condensam com maior facilidade; e nos pratos superiores, os de menor temperatura de ebulição, condensam-se as mais voláteis, porque são mais difíceis de se condensar.

As frações mais voláteis ocupam o topo da coluna de fracionamento, sendo retiradas com facilidade. As frações menos voláteis ocupam posições mais baixas e, portanto, são recolhidas posteriormente. Veja a ilustração ao lado.

Desde o século X, os persas já utilizavam o querosene (uma fração do petróleo), obtido por destilação, para iluminação pública e doméstica. Atualmente, o petróleo é refinado em várias frações úteis, como o gás natural, o gás liquefeito de petróleo (GLP) – que é envasado em botijões, transportado com facilidade e extensamente utilizado como gás de cozinha –, a gasolina, o óleo diesel e o asfalto.

O gás natural, embora possa ser obtido no refino do petróleo, também pode ser encontrado em poços subterrâneos, associados ou não a reservas de petróleo. É considerado o mais limpo dos combustíveis fósseis por não conter contaminantes como o enxofre e por sua queima no geral ser



O gás natural e o GLP são muito utilizados em fogões porque não emitem gases tóxicos.

completa, havendo baixíssima emissão de monóxido de carbono e fuligem. É muito utilizado em aquecimento industrial e doméstico. No Brasil, corresponde a 11,5% de toda a energia consumida. Essa alta taxa de utilização se deve à facilidade de transporte (gasodutos) e à grande produção sul-americana (Brasil e Bolívia), o que torna seu custo atraente.

ATIVIDADE 1 Petróleo

1 Durante uma combustão, os reagentes envolvidos são o combustível e o comburente. Considerando essa afirmação, dê alguns exemplos de combustíveis e indique qual é o comburente usualmente utilizado em combustões.

2 Qual é a razão de o petróleo passar pela destilação fracionada antes de ser utilizado?



Novas fontes de energia

O escoamento da produção industrial e agrícola no Brasil é feito predominantemente pela malha viária (estradas), o que leva a um altíssimo consumo de **gasolina** automotiva e **óleo diesel**.

A falta de um transporte coletivo eficiente nas cidades brasileiras eleva ainda mais o consumo desses combustíveis, porque muitas pessoas, quando podem, optam por utilizar o transporte particular e individual. Nas grandes cidades, é comum serem vistos enormes engarrafamentos de carros, muitas vezes, transportando apenas uma pessoa. Na cidade de São Paulo, por exemplo, o Departamento de Trânsito estima que circulam diariamente cerca de 7 milhões de veículos.

Além da excessiva emissão de gás carbônico para a atmosfera, a queima desses combustíveis emite gases como o dióxido de enxofre, o dióxido de nitrogênio e o monóxido de nitrogênio. Esses gases são responsáveis pelo fenômeno da chuva ácida, grave problema no campo e nas cidades, assunto que será estudado mais adiante no curso de Química.

O dióxido de enxofre é produzido na reação entre o enxofre presente no combustível e o gás oxigênio. O óleo diesel produzido no Brasil apresenta uma das mais altas concentrações de enxofre do mundo, e as entidades de proteção ao meio ambiente têm pressionado as refinarias a reduzir tais índices.

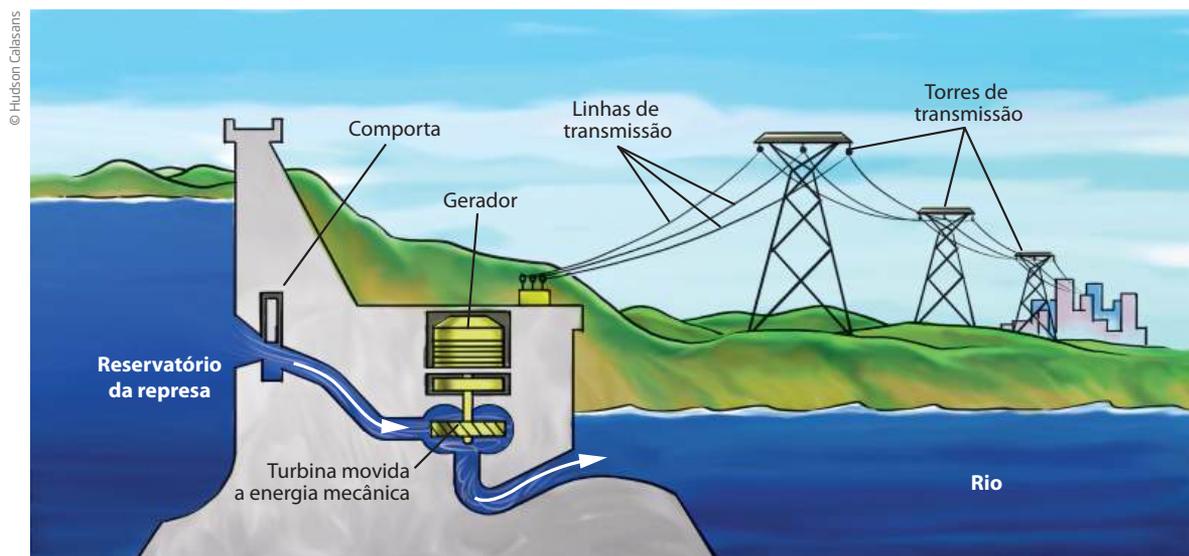
Os óxidos de nitrogênio são gerados pela reação entre o gás nitrogênio, presente na atmosfera, e o gás oxigênio, no interior dos motores de combustão interna. Eles são responsáveis pela formação do gás ozônio, que, próximo à superfície terrestre, é um poluente.

A dependência da economia mundial de fontes fósseis de energia é preocupante, tanto por se tratar de um **recurso não renovável**, isto é, que vai acabar no futuro, quanto pelos impactos ambientais que sua utilização implica. Nas últimas duas décadas, a humanidade tem tomado cada vez mais consciência da influência que suas atividades rurais, industriais e urbanas exercem sobre o equilíbrio do planeta, e hoje é clara a importância de se buscar fontes de energia mais sustentáveis, como a **hidrelétrica**. Isso significa optar por fontes de energia renováveis e que interfiram o mínimo possível no equilíbrio do meio ambiente.



© Deifim Martins/Pulsar Imagens

Usina hidrelétrica de Itaipu.



Produção de energia por uma usina hidrelétrica.

Atualmente, há várias alternativas de fontes de energia renováveis, mas por enquanto elas representam apenas cerca de 13% da matriz energética mundial, principalmente porque o custo de geração da energia por essas fontes ainda é alto.

No Brasil, a utilização de fontes renováveis já chega a 42,4% da matriz energética, isso porque o País apresenta grandes bacias hidrográficas, o que permite a exploração da energia hidráulica (convertida em energia elétrica nas usinas hidrelétricas).

Fonte: BRASIL. Ministério de Minas e Energia. *Resenha energética brasileira*: exercício de 2012. Disponível em: <<http://www.abce.org.br/downloads/ResenhaEnergetica2012.pdf>>. Acesso em: 27 nov. 2014.

Alguns países, como Alemanha e China, têm investido massivamente em outras alternativas (por exemplo, a **energia eólica** e a **energia solar**).

Os **parques eólicos** são formados por centenas de aerogeradores individuais ligados a uma rede de **transmissão de energia elétrica**. Para que a eletricidade seja gerada, é preciso que no local vente sempre; por isso, ele deve ser escolhido com cuidado.

Já a energia solar pode ser utilizada para aquecimento (forma mais usada em residências) ou para produzir energia elétrica em parques formados por painéis solares.

Essas fontes de energia são viáveis no Brasil, mas atualmente a alternativa que tem sido o foco de investimentos é a **biomassa**.



Energia eólica no Ceará. O vento faz girar as hélices dos aerogeradores e a turbina, que vai gerar eletricidade.



Painéis fotovoltaicos.

Considera-se biomassa todos os derivados renováveis de organismos vivos. Isso inclui o bagaço de cana, a lenha, o etanol obtido da cana-de-açúcar, o biodiesel e o metano obtidos de **biodigestores**, por exemplo. Esses materiais são formados



Biodigestor

Reservatório de matéria orgânica ou dejetos que reúne condições (como temperatura e umidade) favoráveis à proliferação de microrganismos, capazes de consumir esse material e gerar gás metano.

por compostos orgânicos e sofrem reações de combustão, podendo substituir os combustíveis fósseis convencionais.



Galão de água utilizado no sistema biodigestor para a produção de gás natural.

Os combustíveis derivados de biomassa têm duas grandes vantagens diante dos combustíveis fósseis. Uma delas é o fato de sua fonte primária ser renovável; a outra é o menor impacto ambiental, quando sua produção é bem ou devidamente planejada. Enquanto a queima de combustíveis fósseis libera para a atmosfera enormes quantidades de carbono que estavam aprisionadas em reservatórios subterrâneos, a queima de biomassa não altera o equilíbrio do ciclo do carbono, uma vez que as plantações de cana-de-açúcar, por exemplo, reabsorvem o CO_2 liberado na queima.

ASSISTA!

Ciências – Ensino Fundamental Anos Finais – Volume 4

Energia

O vídeo aborda os processos ligados a alguma forma de energia. Mostra, ainda, os fenômenos, suas transformações e os benefícios conquistados pela humanidade: do domínio do fogo até a energia liberada pela fissão nuclear, destacando também a eólica e a solar, que estão cada vez mais presentes nos dias atuais.

Poder calorífico

A quantidade de reagentes envolvidos em uma reação pode ser relacionada com a quantidade de produtos gerados por ela. Da mesma maneira, é possível relacionar a quantidade de reagentes em uma reação de combustão com a quantidade de energia liberada por ela.

A energia liberada em uma reação tem origem nas substâncias que reagem. É o que se chama de **energia química**; cada substância tem uma quantidade de energia que pode ou não ser transformada em calor, luz ou outras formas de energia durante uma reação química.

Assim, a energia liberada em uma reação de combustão depende não só da quantidade de reagentes, mas também da natureza desses reagentes.

Por exemplo, se apenas 1 g do álcool conhecido por metanol for queimado, é possível produzir 22.200 J (Joule; lê-se *jaule*, que é uma unidade de energia) de calor, quantidade de energia necessária para aquecer uma barra de ferro de 1 kg a 48 °C. A mesma quantidade de gás hidrogênio, quando queimada, libera 120.802 J, suficiente para aquecer a mesma barra de ferro a 263 °C.

A propriedade das substâncias relacionada à quantidade de calor produzida em uma reação de combustão é o **poder calorífico**. Essa propriedade está vinculada à eficiência energética dos combustíveis.

Na tabela a seguir, pode-se perceber que a eficiência energética dos derivados de petróleo é maior que a de combustíveis derivados da biomassa, como o etanol e a lenha. Essa é uma das vantagens que os derivados de petróleo apresentam em relação aos combustíveis obtidos de fontes renováveis.

Poder calorífico de alguns combustíveis	
Combustível	Poder calorífico (J/g)
Lenha	10.550
Metanol	22.200
Etanol	29.636
Óleo diesel	44.851
Gasolina	46.900
Metano	53.922
Hidrogênio	120.802

Fonte: GRUPO de Pesquisa em Educação Química (org.). *Interações e transformações*. São Paulo: Edusp, 1993.

ATIVIDADE 2 Combustíveis

1 Por que hoje se vê como necessidade substituir o petróleo e o carvão por outras fontes de energia?

2 Em um processo industrial, é preciso aquecer 1.000 L de água até 100 °C, o que exige uma quantidade de calor igual a $3,1 \cdot 10^8$ J. Considerando-se o poder calorífico

dos combustíveis lenha, etanol e gasolina, calcule a massa necessária de cada um deles para realizar esse aquecimento.

- Lenha

- Etanol

- Gasolina

DICA!

Para auxiliá-lo nessa consulta, utilize a tabela *Poder calorífico de alguns combustíveis* (p. 55).

**PENSE SOBRE...**

Você acha que os combustíveis renováveis são importantes? Por quê?

HORA DA CHECAGEM**Atividade 1 - Petróleo**

1 Há muitos combustíveis. Além de metano, GLP, gasolina, diesel, álcool e outros comentados nesta Unidade, tem-se querosene, óleo combustível, lenha, resíduo agrícola, parafina etc. Já os comburentes não são tantos, o principal e mais comum é o oxigênio. O gás flúor é um comburente bem mais poderoso que o oxigênio, mas não é encontrado livre na natureza.

2 Embora o petróleo bruto possa ser queimado, produzindo energia, a destilação fracionada produz uma larga gama de produtos com diferentes propriedades e capacidade de servir como combustíveis mais eficientes que o petróleo cru. Além disso, a destilação do petróleo permite chegar a vários produtos fundamentais para a indústria química.

Neste tema, você vai conhecer como a evolução das ideias sobre a constituição da matéria e o modelo atômico de Dalton alavancaram a Química e contribuíram para o entendimento da matéria e de suas transformações. Você aprenderá também a linguagem utilizada na Química: os símbolos, as fórmulas e as equações.

O QUE VOCÊ JÁ SABE?

- Para refletir sobre o que já sabe a respeito do conceito de átomo, imagine como você o representaria em um desenho.

A evolução do conceito de átomo

Para que você possa se aprofundar um pouco nas reações químicas, observe como uma nova visão da Ciência sobre a matéria, ao modificar a forma de imaginar o mundo, deu uma enorme contribuição para o desenvolvimento da Química.

Os seres humanos carregam uma infinidade de conhecimentos sobre tudo o que lhes diz respeito: quem são, as pessoas que os cercam, o lugar onde vivem, as propriedades das coisas, a melhor maneira de executar uma tarefa etc. Tais conhecimentos podem ter sido obtidos das mais variadas formas. Podem ter vindo dos pais, dos filhos, de professores; ter sido lidos no jornal, em um livro, na internet; ter sido obtidos por meio de um fenômeno observado e a respeito do qual se tiram as próprias conclusões; ou por investigação e apuração de fatos etc.

Em Ciências, a maneira de se obter conhecimento é questionar o que se sabe, colocar à prova as próprias conclusões e, muitas vezes, olhar de forma diferente dos demais. Não existe uma receita nem um único método de trabalho em Ciências; o importante é que hipóteses e ideias sejam continuamente reelaboradas e novos modelos explicativos sobre a matéria, formulados.

Como nenhum conhecimento científico é definitivo, uma hipótese, ou mesmo uma teoria formulada com base em evidências experimentais disponíveis hoje, pode estar em desacordo com uma nova observação amanhã. Comprovada essa observação, novas questões serão levantadas e novas hipóteses serão elaboradas para dar conta dos fatos apresentados pelo mundo real. Por isso, a Ciência é dinâmica e, quanto mais se sabe, mais perguntas há para se responder.



Quando, em uma pesquisa científica, depara-se com um sistema muito complexo ou de difícil acesso, é comum a tentativa de formular um **modelo teórico** dele. Por exemplo, suponha que se queira descobrir como uma cafeteira funciona sem ter acesso a seus mecanismos internos. A princípio se sabe apenas que, alimentado com água, café e eletricidade, esse equipamento é capaz de fornecer café.

Um primeiro passo pode ser criar um modelo de cafeteira (teórico ou físico) que seja coerente com as observações experimentais, ou seja, que funcione como uma cafeteira. Esse modelo nada mais é do que uma hipótese que tenta explicar um fenômeno, ajudando a fazer mais perguntas sobre ele. Se houver avanço na investigação e surgir uma nova observação que contradiga o modelo, é preciso construir um novo, e o ciclo continua.

O mesmo se aplica quando são levantadas questões sobre a constituição da matéria. Como não há recursos tecnológicos para se verificar do que ela é feita, constroem-se modelos teóricos segundo suas características.

A especulação sobre a constituição da matéria é bem anterior à Ciência moderna. Por volta de 1500 a.C., no Egito, na Índia e na China, já havia a ideia de que o Universo era constituído por cinco elementos básicos.

Na Grécia Antiga, no século V a.C., era consenso que a matéria seria formada por quatro elementos: fogo, água, terra e ar.

No século IV a.C., os filósofos Leucipo, Demócrito e Epicuro defendiam que havia duas realidades na natureza: átomos (que significa *indivisível* em grego) e vácuo (vazio). Acreditava-se, portanto, que as propriedades das substâncias derivavam diretamente da forma dos átomos, partículas indivisíveis.

Desde a Idade Média até o século XVIII, entre alquimistas como Paracelso (1493-1541), era comum a visão de que toda matéria seria composta de três princípios em diferentes proporções, referidos como vida, espírito e corpo, ou fogo, ar e água, ou animal, vegetal e mineral, ou ainda mercúrio, enxofre e sal. Nessa época, supunha-se ser possível a transmutação da matéria, isto é, a transformação de um elemento em outro, como a transmutação de chumbo em prata ou ouro.

Um grande salto foi dado entre 1801 e 1803, quando John Dalton (1766-1844) unificou observações experimentais feitas por ele mesmo e teorias científicas vigentes à época, como a lei da conservação das massas de Lavoisier e a lei das proporções constantes de Proust, em uma nova teoria sobre a constituição da matéria: a **teoria atômica**.



De fato, hoje muitos consideram que a teoria atômica desenvolvida por Dalton tenha sido o auge da revolução científica que havia ocorrido nas três décadas precedentes.

O modelo atômico de Dalton é totalmente físico. Segundo ele:

- os átomos são esferas **rígidas** e **indivisíveis** que se combinam para formar todas as substâncias;
- cada átomo de um mesmo elemento químico tem as mesmas propriedades, como tamanho, massa e afinidade por outros átomos;
- cada substância é formada por um ou mais átomos de um mesmo ou diferentes elementos químicos;
- cada substância é caracterizada por uma proporção constante entre os elementos químicos que a constituem (lei das proporções definidas de Proust);
- durante uma transformação química, ocorre um rearranjo entre os átomos de uma ou mais substâncias.

Dalton definiu um símbolo para cada elemento conhecido em sua época e combinou-os para representar as fórmulas de substâncias químicas. Observe a imagem ao lado.

Além disso, ele assumiu arbitrariamente que o átomo de hidrogênio, o mais leve, teria a massa de 1 unidade de massa atômica, e, a partir desse valor, calculou massas atômicas para cada átomo conhecido. Dalton acreditava, por exemplo, que o gás hidrogênio seria formado por átomos de hidrogênio isolados, representados hoje por H, e que a fórmula da água (H_2O) seria HO. Essas suposições, embora o tenham levado a um considerável erro no cálculo das massas atômicas, contribuíram para o avanço da Química.

A ideia de que uma reação é a união ou a separação de átomos levou Dalton a imaginar que, em uma reação entre substâncias formadas por elementos diferentes, a substância obtida seria constituída por “átomos compostos” – unidades formadas por um átomo de cada elemento ligado a outro. Esse foi o embrião do conceito de molécula.

Elementos			
	Bário		Magnésio
	Cálcio		Mercúrio
	Carbono		Nitrogênio
	Chumbo		Ouro
	Cobre		Oxigênio
	Enxofre		Platina
	Estrôncio		Potássio
	Ferro		Prata
	Fósforo		Soda
	Hidrogênio		Zinco

Alguns exemplos dos símbolos de elementos químicos definidos por John Dalton.



Ciências – Ensino Fundamental Anos Finais – Volume 4

Estrutura da matéria

O vídeo contempla as definições de átomo, nêutron e elétron, e aborda seu conceito por meio da teoria do Big Bang, a explosão que teria criado o Universo há bilhões de anos. Mostra, ainda, uma máquina gigante, a centrífuga, que acelera partículas e desafia os cientistas a buscar novas evidências sobre a formação do Universo.

ATIVIDADE 1 Os modelos em Ciências

- 1 Explique como você compreende a seguinte frase do biólogo Thomas Henry Huxley:

Tragédia, em ciência, é uma bela hipótese a ser esvaçalhada por um feiíssimo fato.

Fonte: SHAPIRO, F. (Ed.). *The Yale Book of Quotation*. Yale University Press, 2006, p. 379. Tradução livre dos autores.

- 2 Mostre como o modelo atômico de Dalton é capaz de explicar a lei de Lavoisier.



Representação de transformações químicas

Quando se tem uma história para contar ou uma notícia para dar, pode-se fazê-lo de várias formas. É possível, por exemplo, escrever um bilhete em uma folha de papel, manifestar-se oralmente ou, ainda, criar um filme ou uma animação a respeito. E como se expressa que uma transformação química ocorreu? A Química tem uma linguagem própria, o que significa que ela faz uso de símbolos e termos especiais para comunicar acontecimentos como uma transformação química.

Em uma transformação química, substâncias, que se chamam **reagentes**, transformam-se em novas substâncias, que se chamam **produtos**. Representa-se uma transformação química escrevendo uma equação na forma:

Reagentes → Produtos

Partindo dessas ideias e da descoberta das proporções dos elementos nas substâncias, foi possível desenvolver uma linguagem apropriada para a Química: a dos **símbolos** e das **fórmulas**.

Para representar as substâncias que reagem (reagentes) e as substâncias formadas (produtos), utilizam-se símbolos e fórmulas. Os elementos químicos que compõem as substâncias são representados por símbolos que contêm uma ou duas letras, sendo a primeira sempre maiúscula e a segunda sempre minúscula: **O** para o oxigênio, **Fe** para o ferro, **Mg** para o magnésio.

Boa parte dos símbolos dos elementos químicos deriva de nomes latinos, que muitas vezes coincidem com os nomes em português, mas há exceções, como o símbolo do potássio (**K**), que deriva de *kalium*, e o da prata (**Ag**), que deriva de *argentum*.

Com o tempo, você vai acabar memorizando os símbolos dos elementos químicos, mas, sempre que necessário, pode consultar uma **tabela periódica**. Nela, você encontrará os símbolos dos elementos químicos conhecidos.

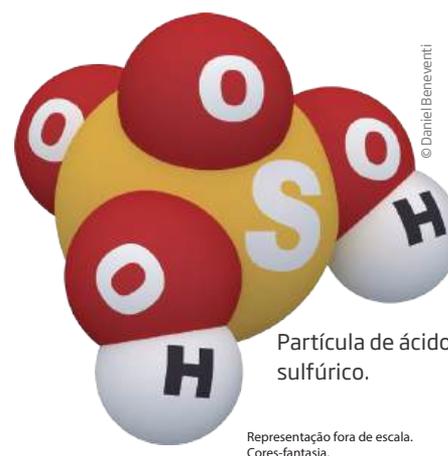
H	C	N	O	S	Cl	Fe
Hidrogênio	Carbono	Nitrogênio	Oxigênio	Enxofre	Cloro	Ferro

As substâncias são representadas por fórmulas químicas que expressam quais elementos fazem parte delas, qual é a proporção entre esses elementos e em que quantidade eles estão presentes em cada partícula da substância. Alguns exemplos:

- H_2O – água
- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ – álcool etílico
- H_2SO_4 – ácido sulfúrico
- O_2 – gás oxigênio
- $\text{C}_6\text{H}_9\text{O}_6$ – vitamina C

Nas fórmulas químicas, os **índices** subscritos à direita dos símbolos dos elementos indicam a quantidade em que estão presentes. Por exemplo, cada molécula de vitamina C é formada por seis átomos de carbono, nove de hidrogênio e seis de oxigênio.

A imagem ao lado representa uma partícula de ácido sulfúrico com os átomos que a formam. Ela também pode ser representada, como você viu, pela fórmula química H_2SO_4 .



A esfera amarela representa o átomo de enxofre (um, apenas), as esferas vermelhas, os átomos de oxigênio (quatro, no total) e as esferas brancas, os átomos de hidrogênio (dois, no total).

A linguagem simbólica da Química

A Química, como toda ciência, tem uma linguagem própria e convencional por meio da qual os químicos de todo o mundo se comunicam e se entendem.

As substâncias apresentam um número definido de átomos. Os elementos são representados por *símbolos químicos* e as substâncias, por *fórmulas*. A fórmula expressa a composição qualitativa e quantitativa da partícula de uma dada substância, ou seja, além de indicar quais elementos a compõem, também expressa o número de átomos de cada um deles. Assim, por exemplo, a fórmula CaCO_3 , que representa uma partícula de carbonato de cálcio, informa também que essa partícula é constituída por um átomo de cálcio, um de carbono e três de oxigênio (indicados pelo índice 3 no símbolo desse elemento). Portanto, a massa dessa partícula é a soma das massas dos átomos que a constituem.

Considere a obtenção da cal, que envolve a interação do calcário com o calor, e sua representação por meio de linguagem descritiva:



Trata-se de uma transformação química em que o estado inicial é o calcário e o estado final é a cal viva e o dióxido de carbono ou gás carbônico. Esquematizando:

Reagentes ou estado inicial do sistema	Produtos ou estado final do sistema
Calcário + energia térmica	Cal viva + dióxido de carbono

Considerando que os elementos são representados por símbolos, e as substâncias compostas são representadas por fórmulas, como já mencionado, é possível substituir os nomes das substâncias pelas respectivas fórmulas:

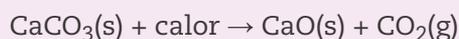
Reagentes ou estado inicial do sistema	Produtos ou estado final do sistema
$\text{CaCO}_3(\text{s})$ + energia térmica	$\text{CaO}(\text{s})$ + $\text{CO}_2(\text{g})$



A representação anterior é chamada de **equação química**. Percebe-se, assim, ser possível registrar o que sucedeu na calcinação do calcário utilizando uma *linguagem simbólica, própria da Química e que é universal*.

Desse modo, a equação química que representa a calcinação do carbonato de cálcio expressa uma mensagem entendida pelos químicos de todo o mundo:

Uma partícula de carbonato de cálcio (constituída por um átomo de cálcio, um de carbono e três de oxigênio) se decompõe, após aquecimento, em uma partícula de óxido de cálcio (constituída por um átomo de cálcio e um de oxigênio) e uma partícula de dióxido de carbono (constituída por um átomo de carbono e dois de oxigênio). Usando a linguagem química, essa reação pode ser escrita como:



Como se vê, o conjunto de informações a respeito de dada transformação química, se fornecido em linguagem descritiva, pode ser representado em linguagem simbólica, por meio de uma simples equação química. Resumindo:

A transformação química é o *fato experimental*, e a equação química, o modo convencional de representá-la. Como se observa, a equação tem dois membros separados pelo sinal \rightarrow (lê-se: produz ou resulta em). No primeiro membro, figuram os *reagentes* ou o *estado inicial do sistema*. No segundo membro, figuram os *resultantes* ou *produtos da reação* ou o *estado final do sistema*. As letras entre parênteses, ao lado das fórmulas dos participantes da reação, indicam o estado físico (sólido, líquido ou gasoso) de cada um deles.

ATIVIDADE

2

Trabalhando as equações químicas

1 Represente por uma equação química a hidratação da cal (reação com a água), CaO , da qual se obtém o hidróxido de cálcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$, ou água de cal.

2 Interprete a equação que acabou de escrever respondendo às questões a seguir.

a) Quantos átomos participam da reação?

b) Quantas partículas de CaO reagem?

c) Quantas partículas de água reagem?

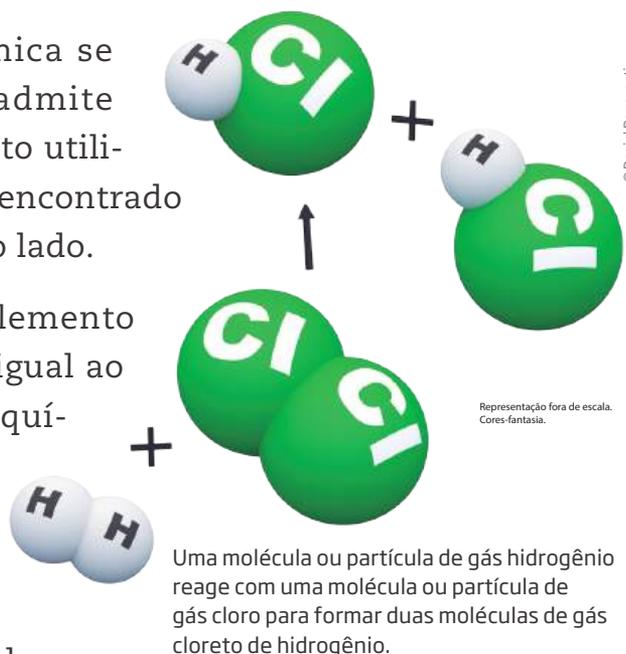
d) Quantas partículas de hidróxido de cálcio são formadas?



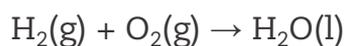
Balanciamento de equações

Como a massa em uma reação química se conserva, a teoria atômica de Dalton admite que o número de átomos de cada elemento utilizado no estado inicial deve ser o mesmo encontrado no estado final, como mostra a imagem ao lado.

Se o número de átomos do mesmo elemento químico presente nos reagentes não for igual ao número de átomos do mesmo elemento químico nos produtos, deve-se efetuar o seu balanceamento. Para tanto, quando necessário, introduz-se antes das fórmulas das substâncias participantes coeficientes numéricos que permitam igualar o número de átomos de cada elemento em ambos os membros da equação. Essa operação é chamada **balanceamento da equação**.

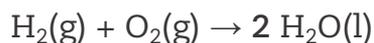


Como exemplo, observe a equação que representa a reação entre gás hidrogênio e gás oxigênio formando água:



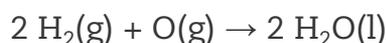
Note que os átomos representados nos reagentes se recombinaem para formar os produtos. Isso porque, nas reações químicas, átomos não são criados nem destruídos (segundo Dalton). Logo, em suas representações, isso também não pode ocorrer.

Observe que há *dois átomos de oxigênio* nos reagentes que formam a molécula O_2 e apenas *um átomo* desse elemento no produto, que faz parte da substância H_2O , água. Para *igualar o número de átomos de oxigênio*, considera-se que se formaram duas partículas de água e coloca-se o coeficiente 2 antes da fórmula H_2O (abaixo destacado para facilitar sua observação).



Assim procedendo, passa-se a ter **duas partículas** de água e, portanto, dois átomos de oxigênio tanto no primeiro como no segundo membro da equação. Porém, em **duas partículas** de água há quatro átomos de hidrogênio e, nos reagentes – primeiro membro da equação –, na partícula H_2 , há apenas dois átomos desse elemento.

O que é preciso fazer para completar o balanceamento dessa equação que representa a formação da água? Quantas partículas de água se formam a partir de duas partículas H_2 ? Como se pode observar, duas partículas de H_2 formam duas de água:



Considere agora o processo de obtenção do carbonato de sódio a partir do hidrogenocarbonato de sódio, representado pela equação que segue:



Analisando essa representação, verifica-se que o número de átomos dos elementos que constituem os participantes da reação não é o mesmo em ambos os membros da equação. Porém, como há dois átomos de sódio no produto formado, Na_2CO_3 , eles devem ser provenientes de $NaHCO_3$. Quantas partículas de $NaHCO_3$ devem ter participado da formação de uma partícula de Na_2CO_3 ? Para que haja conservação dos átomos, tem-se duas partículas de $NaHCO_3$:



Outra alternativa seria ter iniciado o balanceamento pelos átomos de hidrogênio, porque eles também aparecem somente em uma das partículas do produto, ou seja, na água.

Achou difícil? Acompanhe: nos produtos, o elemento hidrogênio está representado somente na água. Vê-se que nela há dois átomos de hidrogênio.

Em um balanceamento de equação, não se pode mudar a fórmula da água – por exemplo, em vez de escrever H_2O , escrever HO –, ou não se estaria mais representando a água, mas outra substância qualquer.

Como os átomos não são criados nem destruídos nas transformações químicas, os átomos de hidrogênio da água terão que ser provenientes do hidrogenocarbonato de sódio ($NaHCO_3$, mais conhecido como bicarbonato de sódio); não há outro jeito.

Portanto, serão necessárias duas partículas de $NaHCO_3$. Isso pode ser expresso assim:



Agora, deve-se conferir se os números dos outros átomos estão corretos.

Assim, os coeficientes numéricos presentes em qualquer equação química balanceada são introduzidos não apenas para que ela expresse a conservação da massa, mas também para indicar a proporção, em termos de partículas, entre os participantes da transformação.

Observe mais um exemplo.

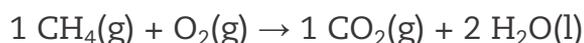
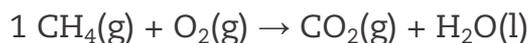
A queima do gás metano (CH_4), conhecido como gás natural, forma gás carbônico (CO_2) e água (H_2O), quando completa. A reação é representada pela equação:



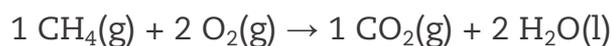
Como se pode observar, a quantidade de átomos de oxigênio (O) e hidrogênio (H) não é a mesma nos reagentes e produtos, sendo necessário balancear a equação.

Começa-se escolhendo uma das substâncias para se definir uma quantidade. Nesse caso, a melhor escolha é o metano (CH_4), já que todos os átomos de carbono do gás carbônico e de hidrogênio da água vêm do metano.

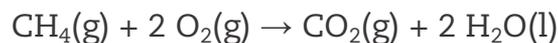
Escolhendo o valor 1 para a quantidade de moléculas de CH_4 , tem-se um átomo de carbono e quatro de hidrogênio para formar o gás carbônico, que possui um átomo de carbono em sua molécula, e a água, que necessita de dois átomos de hidrogênio em cada molécula. Assim, serão formadas uma molécula de CO_2 e duas de H_2O :



Agora é preciso acertar as quantidades de átomos de oxigênio. Como as quantidades dos produtos já estão definidas, o número de átomos de oxigênio que formam CO_2 e $2 \text{ H}_2\text{O}$ é quatro, fornecidos pelas moléculas do gás oxigênio, O_2 . Para fornecer quatro átomos de oxigênio, necessita-se de duas moléculas de gás oxigênio:



Quando o coeficiente de uma equação é 1, ele não precisa ser representado:



ATIVIDADE

3

Balanceando e interpretando equações químicas

1 Dê as informações que as fórmulas a seguir fornecem.

• CO_2

• C₂H₆O

• NH₃

2 Analise a equação a seguir, que representa a decomposição do bicarbonato de sódio (um dos componentes do fermento químico), e responda aos itens:

DICA!

Não se esqueça de balancear a equação!



a) Quantas partículas de NaHCO₃ são necessárias para produzir 50 partículas de carbonato de sódio (Na₂CO₃)?

b) Quantos átomos de sódio participaram da formação dessas partículas?

3 Se os motores de carros que usam etanol como combustível estiverem bem regulados, a sua combustão poderá ocorrer segundo a equação:



Porém, se estiverem mal regulados, a combustão ocorrerá de forma incompleta:



Faça o balanceamento dessas duas equações, comparando-as e explicando em que diferem.



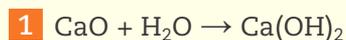
As fórmulas e as equações compõem a linguagem utilizada pela Química. Reflita sobre a importância da linguagem para expressar ideias e opiniões.

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Os modelos em Ciências

- 1 Nessa frase, Huxley expressa de forma bem-humorada que uma hipótese, mesmo que seja muito bem elaborada e cara a seu autor, pode ser invalidada por um fato observado em um experimento.
- 2 Segundo o modelo de Dalton, uma reação química nada mais é que um rearranjo de átomos. Assim, os átomos mudam suas configurações, mas a quantidade deles é a mesma antes e depois da reação. Portanto, a massa não muda.

Atividade 2 - Trabalhando as equações químicas



Uma partícula de óxido de cálcio reage com uma partícula de água, formando uma partícula de hidróxido de cálcio.

2

- a) Participam da reação 5 átomos: 1 de cálcio, 2 de hidrogênio e 2 de oxigênio.
- b) Apenas uma partícula de CaO reage.
- c) Apenas uma partícula de H_2O reage.
- d) Apenas uma partícula de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ é formada.

Atividade 3 - Balanceando e interpretando equações químicas

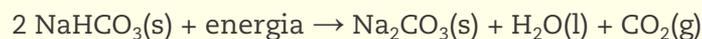
1

- CO_2 – uma partícula (molécula) formadora do gás carbônico, constituída por átomos de dois elementos químicos, C e O, na proporção 1:2, isto é, um átomo de carbono para dois de oxigênio.
- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ – uma partícula (molécula) formadora do álcool comum ou etanol, constituída por três elementos químicos, C, H e O, na proporção 2:6:1.



- NH_3 – uma partícula formadora do gás amônia, constituída por átomos de dois elementos químicos, N e H, na proporção 1:3.

2 Balanceando a equação, tem-se:



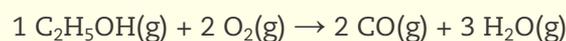
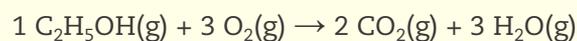
Pode-se ver que duas partículas de NaHCO_3 (bicarbonato de sódio ou hidrogenocarbonato de sódio) formam uma de Na_2CO_3 (carbonato de sódio); logo, para produzir 50 partículas de Na_2CO_3 , serão necessárias 100 de NaHCO_3 . O número de átomos de Na (sódio) na reação é 100, pois os átomos de sódio que existiam antes da reação no NaHCO_3 agora fazem parte do Na_2CO_3 .

Sendo assim, as respostas são:

a) 100 partículas de NaHCO_3 são necessárias para produzir 50 partículas de carbonato de sódio (Na_2CO_3).

b) 100 átomos de sódio (Na) participaram da formação dessas partículas.

3 Balanceando as equações, tem-se:



Ao balanceá-las, nota-se que a segunda usou menos oxigênio na combustão; portanto, os produtos foram diferentes. A combustão representada pela primeira equação é total, e a representada pela segunda, incompleta ou parcial, porque a quantidade de gás oxigênio foi menor.



Registro de dúvidas e comentários



TEMAS

1. Processo de obtenção da cal
2. Tabela periódica

Introdução

Na Unidade que agora se inicia, o primeiro tema terá por objetivo estudar a linguagem da Química: os símbolos, as fórmulas e as equações químicas. Você verá que, de uma forma simples e precisa, as equações químicas fornecem muitas informações. O estudo delas será apresentado em paralelo ao processo de obtenção da cal e suas aplicações para a sociedade.

Se estiver corretamente representada, uma equação química contém inúmeras informações sobre determinada transformação, podendo ser interpretada por pessoas de diferentes países, já que a linguagem da Química é universal.

Você vai estudar também como os elementos químicos foram organizados na classificação periódica, ou tabela periódica. A localização de um elemento químico na tabela periódica permite a obtenção de informações úteis sobre ele.

Processo de obtenção da cal **TEMA 1**

Neste tema, você conhecerá a produção da cal, a energia envolvida nesse processo e as aplicações dessa substância.

Será apresentada também uma maneira de contar as partículas formadoras das substâncias, relacionando a quantidade dessas partículas com a massa.

Você vai aprender, ainda, a utilizar a unidade mol da grandeza “quantidade de matéria”, podendo obter outras informações das equações químicas.



O QUE VOCÊ JÁ SABE?

É bem provável que você já tenha utilizado cal virgem para algo. Com base em sua experiência de vida, procure responder às questões a seguir.

- Pense em três usos para a cal.
- Quando se precisa da cal para algo, é comum que se compre a quantidade mais próxima possível daquela que será utilizada, pois ela perde suas propriedades com o tempo. Por que será que isso acontece?

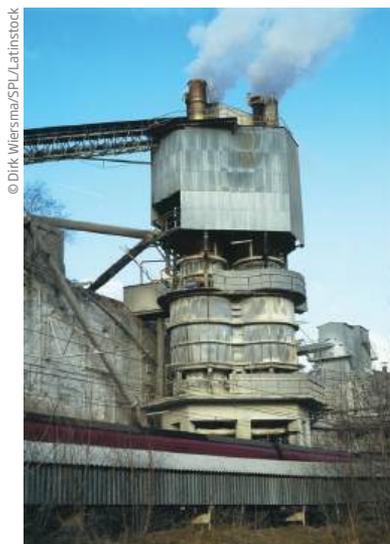
Obtenção da cal

A cal é produzida da **calcinação** da rocha calcária, processo em que o material é bastante aquecido, decompondo o CaCO_3 (calcário) em CaO (cal) e CO_2 (dióxido de carbono).

A imagem mostra um moderno forno no qual a cal é produzida, na calcinação do carbonato de cálcio, pelo calor liberado na queima de combustíveis como carvão, gás natural ou óleo combustível.

Calcinação

Aquecimento a altas temperaturas para eliminar água ou gases de substâncias, usado principalmente para a obtenção de óxidos (substâncias formadas por oxigênio e um segundo elemento).



Forno para calcinação do calcário e produção da cal.

A temperatura nos fornos chega a $1.000\text{ }^\circ\text{C}$ para a total calcinação do calcário. Para 1,8 tonelada (t) de rocha calcária, obtém-se 1 t de cal virgem (CaO), que vai formar 1,3 t de cal hidratada (Ca(OH)_2).

Nos fornos modernos, o consumo de energia é da ordem de $1 \cdot 10^6$ kcal/t de cal obtida. A produção de cal no Brasil, em 2008, foi de $7,3 \cdot 10^6$ t.

O processo pode ser representado usando linguagem descritiva:

Calcário + energia térmica $\xrightarrow{\text{calcinação}}$ cal viva + dióxido de carbono

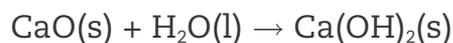
ou por uma equação química:



A hidratação (reação com a água) da cal (CaO) forma a cal apagada ou extinta, ou hidróxido de cálcio (Ca(OH)_2). Essa reação é fortemente exotérmica, isto é, libera grande quantidade de calor. A transformação pode ser representada usando linguagem descritiva:

Cal + água $\xrightarrow{\text{formando}}$ cal apagada

ou por uma equação química:



O hidróxido de cálcio é muito pouco solúvel em água; sua solução aquosa é conhecida como *água de cal*.

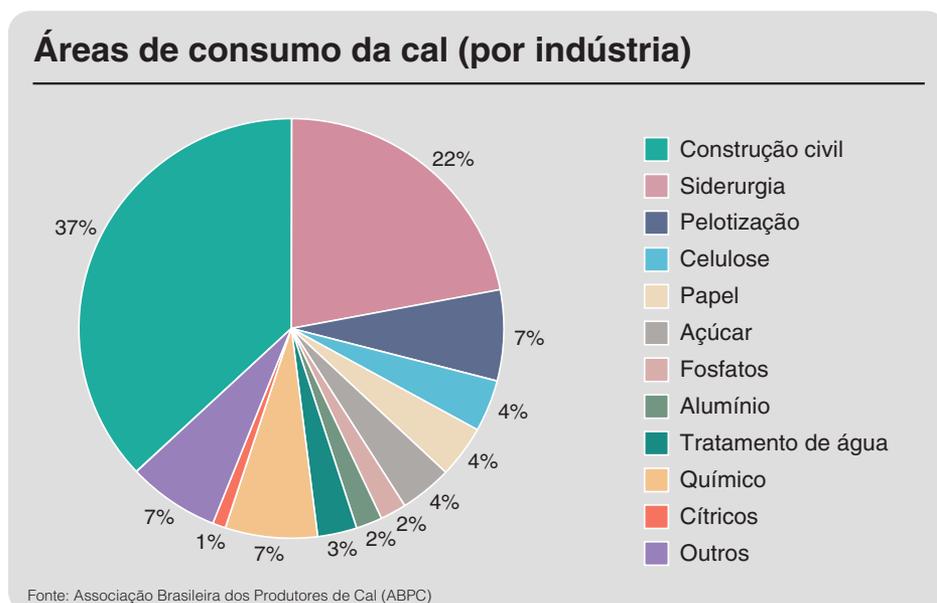
Os estados físicos das substâncias são representados por (s), que significa sólido; por (l), líquido; (g), gasoso; (v), vapor; e (aq), dissolvido em água.

A importância da cal

Atualmente, a cal é um importante insumo nas mais variadas atividades humanas: na construção civil, em argamassas e tintas; na construção de estradas, como estabilizante do solo; na indústria siderúrgica, como aglomerante; na metalúrgica, em diferentes fases da produção de metais.

É também matéria-prima em diversos processos químicos, como na obtenção de cloreto de cálcio, carbeto de cálcio e hipoclorito de cálcio, bem como nos processos de produção de papel, refratários, pneus e em curtumes. É usada, ainda, na indústria de alimentos como redutora de acidez, ou na agricultura, para corrigir a acidez do solo e como fonte de cálcio em fertilizantes. Está presente também no saneamento básico, no tratamento da água descartada por residências e indústrias e na água distribuída à população.

O gráfico a seguir mostra o consumo da cal em diferentes áreas da indústria.



BRASIL. Ministério de Minas e Energia. Secretaria de Geologia, Mineração e Transformação Mineral. *Perfil da cal*, set. 2009, p. 5. Disponível em: <http://www.mme.gov.br/documents/1138775/1256652/P46_RT72_Perfil_do_Cal.pdf/414a14fd-4574-4b22-bc3b-d07a3955bc69>. Acesso em: 14 jan. 2015.



Proteção no trabalho

Um grave problema que não está bem equacionado no Brasil é a segurança no trabalho. O uso de equipamentos de segurança e as condições em que o trabalho é realizado são os principais tópicos polêmicos.

Veja-se o caso da construção civil: produtos químicos como a cal, o cimento, as tintas e as colas devem ser manipulados em locais abertos e ventilados, e com uso de equipamentos de segurança como máscaras, óculos e luvas para evitar doenças respiratórias e problemas de pele, como dermatoses.

Segundo a Fundação Jorge Duprat Figueiredo de Segurança e Medicina do Trabalho (Fundacentro), o uso dos equipamentos de segurança é fundamental para a saúde e a proteção do trabalhador.

As empresas são obrigadas a fornecer todo o material de proteção aos funcionários e a zelar por seu uso, ou seja, garantir que eles cumpram as regras de segurança e utilizem os equipamentos para a própria proteção.

A cal provoca queimaduras e reage violentamente com a água. Deve-se evitar a inalação do produto e seu contato com a pele ou os olhos.

Zelar pela segurança é, antes de tudo, interesse do próprio trabalhador.

ATIVIDADE 1 Trabalhando quantidades

1 Para produzir 1 t de cal, a energia necessária é de $1 \cdot 10^6$ kcal. Sabendo que o poder calorífico do óleo combustível é de $1 \cdot 10^4$ kcal/kg, qual é a massa de óleo necessária?

2 Determine a massa de carvão necessária para fornecer a mesma energia que a liberada por 1 t de óleo combustível. O poder calorífico do carvão é de 6.800 kcal/kg, e o do óleo combustível, de 10.700 kcal/kg.

3 Na calcinação do carbonato de cálcio, a massa diminui, e, na hidratação da cal, a massa aumenta, quando ambos os processos ocorrem em um sistema aberto. Qual é o motivo da perda de massa na calcinação e do ganho na hidratação?

4 Analisando o gráfico do consumo da cal nas diferentes áreas e sabendo que a produção dela em 2008 foi de $7,3 \cdot 10^6$ t, qual foi a quantidade utilizada na construção civil em 2008, supondo que toda a produção foi consumida?

5 Agora que você aprendeu um pouco mais sobre a cal, responda às questões a seguir, utilizando seus novos conhecimentos.

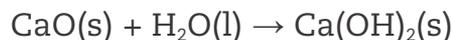
a) Apresente três usos para a cal.

b) Por que a cal perde suas propriedades com o tempo?



Relação entre massa e número de partículas

Observe a equação a seguir, que representa a reação da cal com a água:



As equações que representam as reações, como a da cal com a água, não servem apenas para informar quais são os reagentes e os produtos; elas fornecem, ainda, as proporções entre a quantidade de partículas que reagem e que se formam, e também as relações entre massas de reagentes e produtos. Para perceber essas relações, basta ter à mão uma tabela de massas atômicas.

Para a elaboração da primeira tabela de massas atômicas, adotou-se como referência o átomo de hidrogênio para determinar as massas dos átomos. A ele foi atribuído o valor de 1 unidade de massa atômica ou, simplesmente, 1. Por meio de diversos processos e algumas hipóteses, foi possível comparar as massas dos átomos de diferentes elementos e criar a tabela de massas atômicas. Quando se lê que a massa atômica do hidrogênio é 1 e a do enxofre é 32, significa que a massa do átomo de enxofre é 32 vezes maior que a do átomo de hidrogênio, o padrão adotado.

Com a tabela de massas atômicas, os químicos puderam relacionar as massas das substâncias com o número de partículas a elas associado. As equações químicas fornecem as proporções entre o número de partículas (moléculas, por exemplo) que reagem e se formam. Ora, podendo relacionar a quantidade de partículas com a massa, as equações também forneceriam as proporções entre massas de reagentes e de produtos; ao determinar a massa de uma substância, se saberia, também, a quantidade de partículas existente.

Para que você possa entender como relacionar a massa com o número de átomos, observe primeiro um exemplo macroscópico.

Em uma loja, o funcionário precisa determinar o número de parafusos enviados em uma grande embalagem. Como esse número é muito grande, ele pensou em uma maneira diferente de contar:

- determinou a massa de diferentes amostras que continham 20 parafusos. A repetição foi para ter uma média da massa dos 20 parafusos, obtendo o valor de 50 g;
- determinou a massa de todos os parafusos, encontrando o valor de 5 kg.

Conhecendo a massa de 20 parafusos e a massa de todos os parafusos, e considerando que as massas deles são praticamente iguais, basta fazer a proporção:



20 parafusos _____ 0,05 kg (50 g)

n parafusos _____ 5 kg

$$n \text{ parafusos} = 20 \cdot \frac{5}{0,05} = 2.000$$

O funcionário descobriu que no pacote havia 2.000 parafusos.

Pode-se usar raciocínio semelhante para os átomos e as moléculas. Segundo o modelo atômico de Dalton, átomos de mesmo elemento químico apresentam a mesma massa. Se a massa de um átomo de oxigênio for 16 vezes maior que a de um de hidrogênio, essa mesma relação vale sempre que o número de átomos de hidrogênio for igual ao de átomos de oxigênio. Veja:

Número de átomos de hidrogênio	Número de átomos de oxigênio	Massa de hidrogênio	Massa de oxigênio	Massa de oxigênio/massa de hidrogênio
1	1	1	16	16
2	2	2	32	16
30	30	30	480	16
1.000	1.000	1.000	16.000	16

Portanto, caso tenha 1 g de átomos de hidrogênio, que é a massa atômica do hidrogênio em gramas, e 16 g de átomos de oxigênio, que é a massa atômica do oxigênio em gramas, a relação entre elas será 16. Desse modo, embora não se saiba quantos átomos há nas amostras, sabe-se que o número de átomos dos dois elementos é igual. Isso vale para todos os elementos.

A tabela a seguir apresenta as massas atômicas de alguns elementos e algumas relações que podem ser feitas.

Tabela de massas atômicas				
Nome do elemento	Símbolo químico	Massa atômica	Massa atômica (g) (massa molar)	Número de átomos na massa atômica
Hidrogênio	H	1	1	n
Cloro	Cl	35,5	35,5	n
Oxigênio	O	16	16	n
Magnésio	Mg	24	24	n
Ferro	Fe	56	56	n

A massa atômica de qualquer elemento expressa em gramas apresenta o mesmo número de átomos (**n**). Ao conjunto dessas partículas foi dado o nome de **mol**.

Um mol é o número de átomos existentes em uma amostra de um elemento qualquer cuja massa, em gramas, é numericamente igual à massa atômica do elemento. Assim, utilizando um aparelho comum, a balança, é possível comparar quantidades de átomos por meio de massas em gramas.

Conhecendo os valores das massas atômicas, é possível calcular a massa molecular de uma substância. A água é formada por moléculas que apresentam dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Como a massa atômica do hidrogênio é 1 e a do oxigênio, 16, e se tem dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio, a massa molecular da água será 18.

Pode-se calcular a massa molecular de qualquer substância; basta conhecer a massa atômica dos átomos que aparecem em sua fórmula molecular.

Acompanhe o cálculo das massas moleculares das substâncias representadas pelas fórmulas ao lado.

Dados: massas atômicas → C = 12; H = 1; O = 16; S = 32.

Assim como no caso das massas atômicas, as massas moleculares, quando expressas em gramas, contêm o mesmo número *n*, só que de moléculas. A tabela a seguir mostra essas relações.

$$\begin{aligned} & \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - \text{glicose} \\ & (6 \cdot 12) + (12 \cdot 1) + (6 \cdot 16) = 180 \\ & \text{Resposta: } 180 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} & \text{C}_2\text{H}_6\text{O} - \text{etanol} \\ & (2 \cdot 12) + (6 \cdot 1) + 16 = 46 \\ & \text{Resposta: } 46 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} & \text{SO}_3 - \text{trióxido de enxofre} \\ & 32 + (3 \cdot 16) = 80 \\ & \text{Resposta: } 80 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} & \text{CO}_2 - \text{gás carbônico} \\ & 12 + (2 \cdot 16) = 44 \\ & \text{Resposta: } 44 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} & \text{O}_2 - \text{gás oxigênio} \\ & 2 \cdot 16 = 32 \\ & \text{Resposta: } 32 \end{aligned}$$

Substância	Massa molecular	Massa molecular expressa em gramas (massa molar)	Número de moléculas na massa molar
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	180	180 g	<i>n</i>
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	46	46 g	<i>n</i>
SO_3	80	80 g	<i>n</i>
CO_2	44	44 g	<i>n</i>
O_2	32	32 g	<i>n</i>

O número de moléculas para todas as substâncias, representado por n , é 1 mol.

Atualmente, sabe-se o valor que o mol representa aproximadamente: $6 \cdot 10^{23}$ partículas, ou seiscentos sextilhões (600.000.000.000.000.000.000.000) de partículas. Assim, em:

- 1 g de hidrogênio (H) há 1 mol de átomos de H, ou $6 \cdot 10^{23}$ átomos de H.
- 16 g de oxigênio (O) há 1 mol de átomos de O, ou $6 \cdot 10^{23}$ átomos de O.
- 12 g de carbono (C) há 1 mol de átomos de carbono, ou $6 \cdot 10^{23}$ átomos de C.
- 18 g de água (H_2O) há 1 mol de moléculas de H_2O , ou $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O .
- 44 g de gás carbônico (CO_2) há 1 mol de moléculas de CO_2 , ou $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 .

A dúzia corresponde a 12 unidades quaisquer: 12 lápis, 12 bananas etc. O mol corresponde a $6 \cdot 10^{23}$ átomos, ou moléculas, ou qualquer outro tipo de partícula que exista em quantidades enormes. A figura a seguir compara 1 mol de diferentes substâncias.



Um mol de substâncias diferentes.

O mol é a unidade usada para a grandeza quantidade de matéria e fornece o número de partículas formadoras de uma amostra. Tanto o nome quanto a unidade são chamados de mol. A grandeza massa pode ser medida pela unidade grama, representada por g, e a grandeza quantidade de matéria é medida pela unidade mol, representada por mol.

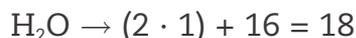
Quando a massa atômica e a massa molecular estão expressas em gramas, elas são chamadas de massa molar.

Observe agora o trabalho com as grandezas massa e quantidade de matéria.

Um copo contém 250 mililitros (mL) de água. Quantos mols de água há no copo?



Considerando que a densidade da água é 1 g/mL, pode-se determinar sua massa existente no copo: 250 g (há 1 g em cada mL). A massa molecular da água é encontrada usando sua fórmula e as massas atômicas dos elementos que a formam.



Portanto, em 18 g de água (massa molar), tem-se 1 mol de moléculas de água. Como a massa é proporcional ao número de moléculas:

$$\begin{array}{l} 18 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 1 \text{ mol de moléculas de água} \\ 250 \text{ g} \quad \text{-----} \quad x \text{ mol de moléculas de água} \end{array}$$

$$x = \frac{250}{18} = 13,9 \text{ mol}$$

O número de moléculas de água no copo é 13,9 mol.

Só por curiosidade, acompanhe o cálculo de quantas moléculas correspondem aos 13,9 mol de água:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de moléculas de água} \quad \text{-----} \quad 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de água} \\ 13,9 \text{ mol de moléculas de água} \quad \text{-----} \quad x \text{ moléculas de água} \end{array}$$

$x = 13,9 \cdot 6 \cdot 10^{23} = 8,3 \cdot 10^{24}$ moléculas de água, ou oito septilhões e trezentos sextilhões (8.300.000.000.000.000.000.000) de moléculas de água

Acompanhe agora o cálculo das massas de diferentes quantidades de matéria das substâncias.

Exemplo 1:

5 mol de CO_2 (gás carbônico)

É necessário determinar a massa molecular de CO_2 :

$$12 + (2 \cdot 16) = 44$$

A massa molar, isto é, a massa de 1 mol de CO_2 , é 44 g. Assim, tem-se:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \quad \text{-----} \quad 44 \text{ g de } \text{CO}_2 \\ 5 \text{ mol de } \text{CO}_2 \quad \text{-----} \quad x \text{ g de } \text{CO}_2 \end{array}$$

$$x = 5 \cdot 44 = 220 \text{ g}$$

A massa de 5 mol de CO_2 é 220 g.



Exemplo 2:

0,25 mol de C_2H_6O (álcool)

A massa molecular do álcool, C_2H_6O , é $(2 \cdot 12) + (6 \cdot 1) + 16 = 46$; portanto, a massa molar (massa de 1 mol) do álcool é 46 g.

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de } C_2H_6O & \text{-----} & 46 \text{ g de } C_2H_6O \\ 0,25 \text{ mol de } C_2H_6O & \text{-----} & x \text{ g de } C_2H_6O \end{array}$$

$$x = 0,25 \cdot 46 = 11,5 \text{ g}$$

A massa de 0,25 mol de C_2H_6O (álcool) é 11,5 g.

ATIVIDADE**2****Determinando quantidades de substâncias**

1 Determine as massas das quantidades de substâncias a seguir.

Dados: massas atômicas \rightarrow C = 12; O = 16; Al = 27; H = 1; N = 14.

a) 2,5 mol de CO_2

b) 0,5 mol de alumínio (Al)

c) 3 mol de NH_3



2 Determine o número de mols para as massas das seguintes substâncias:

DICA!

As massas atômicas estão no exercício anterior. Não se esqueça de que a massa molar está em gramas (g); é necessário transformar tonelada (t) e quilograma (kg) em grama (g). Para tanto, considere: $1 \text{ t} = 1.000 \text{ kg}$ e $1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g}$.

a) 5 t de carvão (C)

b) 5 kg de açúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)

c) 360 g de água (H_2O)

3 Determine a massa de 3 mol de cada uma das substâncias:

a) NO_2

b) CH_4





c) H₂O

4 Determine o número de mol para a massa de 50 g das substâncias:

a) NO₂

b) CH₄

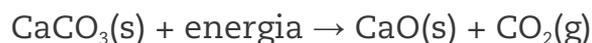
c) H₂O



Quantidades envolvidas nas reações

As equações que representam as reações químicas, após o balanceamento, mostram as proporções em número de partículas (moléculas, por exemplo) que reagem e são formadas. Com o uso do mol, é possível obter das equações as proporções entre massas de reagentes e produtos.

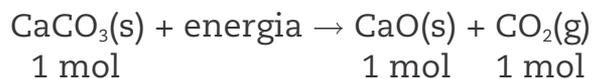
Observe quais são as informações da equação balanceada da reação de decomposição do carbonato de cálcio para formar cal e gás carbônico:



Todos os coeficientes são unitários, portanto, lê-se da seguinte maneira:

1 mol de carbonato de cálcio (CaCO₃), ao receber energia, reage formando 1 mol de cal (CaO) e 1 mol de gás carbônico (CO₂).





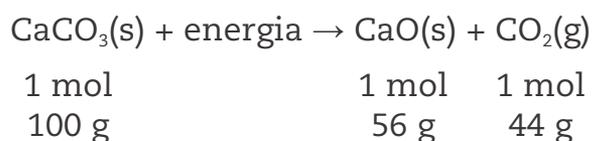
Portanto, a equação informa que é esta a proporção entre as partículas: 1:1:1.

Mas, transformando o número de mols em massa, obtém-se também a relação entre elas:

Dados: massas atômicas \rightarrow Ca = 40; C = 12; O = 16.

- 1 partícula de $\text{CaCO}_3 = 40 + 12 + (3 \cdot 16) = 100$; portanto, a massa de 1 mol de CaCO_3 é 100 g.
- 1 partícula de $\text{CaO} = 40 + 16 = 56$; portanto, a massa de 1 mol de CaO é 56 g.
- 1 partícula de $\text{CO}_2 = 12 + (2 \cdot 16) = 44$; portanto, a massa de 1 mol de CO_2 é 44 g.

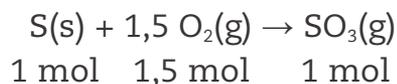
Agora, existem as relações que qualquer equação fornece. No caso da decomposição do carbonato de cálcio (CaCO_3), tem-se:



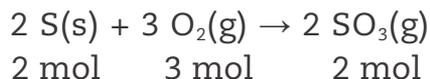
Pode-se fazer o mesmo com qualquer equação, após seu balanceamento, conhecendo as massas atômicas dos elementos químicos. Veja mais um exemplo: o da queima do enxofre, que forma o trióxido de enxofre:



Balanceando a equação: adota-se 1 para o coeficiente do enxofre (S); o coeficiente de SO_3 também será 1, para manter o número de átomos de enxofre. A quantidade de oxigênio necessária é 3, mas a molécula de oxigênio possui dois átomos, portanto, o coeficiente do oxigênio será 1,5, que, multiplicado pelo índice dois, corresponde a 3.



Não é estranho um coeficiente fracionário? Ele representa o número de mols da substância, mas normalmente a equação é representada por coeficientes inteiros; portanto, basta multiplicar os coeficientes por 2 para se obter:

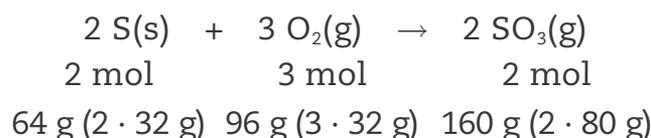


Calculando as massas, tem-se:

Dados: massas atômicas \rightarrow S = 32 e O = 16.

- 1 partícula de S \rightarrow 32; portanto, 1 mol de S = 32 g.
- 1 partícula de O₂ \rightarrow 2 · 16 = 32; portanto, 1 mol de O₂ = 32 g.
- 1 partícula de SO₃ \rightarrow 32 + (3 · 16) = 80; portanto, 1 mol de SO₃ = 80 g.

As relações são estas:

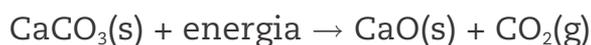


Agora, acompanhe a resolução de alguns problemas utilizando o que você aprendeu.

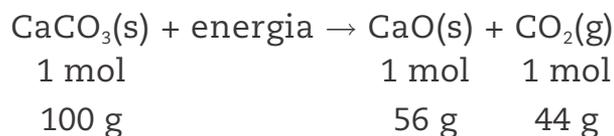
Problema 1

Para produzir 28 toneladas de cal (CaO), qual é a massa de carbonato de cálcio necessária?

Primeiro, é necessário escrever a equação da reação e balanceá-la.



Com a equação balanceada, escrevem-se as relações entre mols e entre as massas:



Conhecendo a proporção entre as massas, é possível encontrar a massa de carbonato de cálcio para formar o CaO do problema. Elas são proporcionais.

$$\begin{array}{rcc}
 100 \text{ g de CaCO}_3 & \text{-----} & 56 \text{ g de CaO} \\
 x \text{ t de CaCO}_3 & \text{-----} & 28 \text{ t de CaO}
 \end{array}$$

$$x \text{ t de CaCO}_3 = 28 \text{ t} \cdot \frac{100 \text{ g}}{56 \text{ g}} = 50 \text{ t}$$

Para produzir 28 t de CaO, são necessárias 50 t de CaCO₃.

Neste exercício, não foi necessário transformar toneladas em gramas, porque as massas são proporcionais, independentemente das unidades.

Problema 2

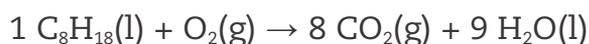
A queima de combustível fóssil é a principal causa do aumento da concentração de gases do efeito estufa. Na combustão, além de se formar gás carbônico, são geradas outras reações na atmosfera, com formação de mais gases que contribuem para o aquecimento global.

Determine quantos mols de gás carbônico (CO_2) são formados na queima de 40 L de gasolina (densidade = 0,74 g/mL). Suponha que a gasolina seja formada apenas por C_8H_{18} , que a queima seja uma reação com o oxigênio e que, na queima total da gasolina, os únicos produtos formados sejam gás carbônico (CO_2) e água (H_2O).

Primeiro, é necessário escrever a equação da reação:

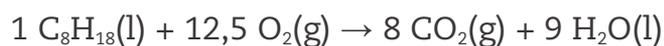


Escolhendo o coeficiente 1 para C_8H_{18} , podem ser determinados os coeficientes de CO_2 e H_2O . Como todo o carbono (C) de C_8H_{18} foi para o CO_2 , seu coeficiente será 8. Na água, todo o hidrogênio também veio de C_8H_{18} . Como são 18 átomos de hidrogênio, o coeficiente de H_2O será 9.

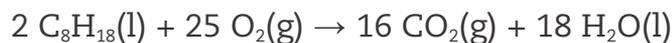


Falta determinar o coeficiente do gás oxigênio (O_2). Todo o oxigênio existente no CO_2 e no H_2O vieram do gás oxigênio. A quantidade de oxigênio nos produtos é 25. Fornecidos pelo O_2 , o coeficiente será:

$$\frac{25}{2} = 12,5$$



Transformando para coeficientes inteiros, tem-se:



Conhecendo as proporções entre o número de mols de reagentes e produtos, agora deve-se calcular quantos mols de gasolina há em 40 L, e também a quantidade de CO_2 formada na combustão.

Antes, porém, é preciso calcular a massa de gasolina em 40 L usando a densidade. Como a densidade é 0,74 g/mL, a massa de 1 mL de gasolina é 0,74 g e, portanto, a massa de 40 L, ou 40.000 mL, será:

$$0,74 \text{ g/mL} \cdot 40.000 \text{ mL} = 29.600 \text{ g de gasolina}$$

Pode-se calcular o número de mols da gasolina e, pela equação, determinar a quantidade de CO_2 formada:

1 mol de $\text{C}_8\text{H}_{18} \rightarrow (8 \cdot 12) + (18 \cdot 1) = 114$; a massa de 1 mol de $\text{C}_8\text{H}_{18} = 114$ g.

$$\begin{array}{l} 114 \text{ g de } \text{C}_8\text{H}_{18} \quad \text{-----} \quad 1 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18} \\ 29.600 \text{ g de } \text{C}_8\text{H}_{18} \quad \text{-----} \quad x \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18} \end{array}$$

$$x = \frac{29.600}{114} = 259,6 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18}$$

Agora, é só usar a proporção fornecida pela equação:



$$\begin{array}{l} 2 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18} \quad \text{-----} \quad 16 \text{ mol de } \text{CO}_2 \\ 259,6 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18} \quad \text{-----} \quad x \text{ mol de } \text{CO}_2 \end{array}$$

$$x = 259,6 \cdot \frac{16}{2} = 2.076,8 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Na queima total de 40 L de gasolina, formam-se 2.076,8 mol de CO_2 .

Há outras maneiras de resolver este problema. Você poderia calcular a massa de CO_2 formada usando a proporção entre as massas obtidas da equação química e transformar a massa de CO_2 em número de mols. Tente resolver dessa maneira.

Da mesma forma que as massas envolvidas em uma reação são proporcionais, a energia envolvida também é. É preciso determinar a quantidade de energia liberada pelos mesmos 40 L de gasolina da resolução anterior, sabendo-se que o poder calorífico da gasolina é de 8,3 kcal/L.

Como a quantidade de energia liberada é proporcional à de gasolina, tem-se:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ L de gasolina} \quad \text{-----} \quad 8,3 \text{ kcal} \\ 40 \text{ L de gasolina} \quad \text{-----} \quad x \end{array}$$

$$x = 8,3 \cdot 40 = 332 \text{ kcal}$$

A energia liberada por 40 L de gasolina será de 332 kcal.

ATIVIDADE 3 Cálculos envolvendo equações químicas

1 A reação de oxidação do ferro (formação da ferrugem) pode ser representada pela equação: $\text{Fe(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$.

a) Faça o balanceamento da equação.

b) Qual é a massa de óxido de ferro formada na oxidação de 2,8 g de ferro?

Dados: massa de Fe = 56; massa de O = 16.

2 Na reação de combustão do álcool comum ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$), há formação de gás carbônico (CO_2) e água (H_2O).

a) Forneça a equação da reação; não se esqueça de fazer o balanceamento.

b) Na queima de 5 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, qual é o número de mols formado de H_2O ?

c) Na queima de 5 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, qual é a massa de gás carbônico (CO_2) formada?

3 O poder calorífico do álcool ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) é de 6.300 kcal/kg. Qual é, portanto, a energia liberada na queima de 5 mol de álcool?



Quando se manipula a cal virgem (CaO), o correto é proteger as mãos com uma luva de borracha.

Você já refletiu sobre o porquê de a cal ser tão agressiva à pele?

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Trabalhando quantidades

1 Sabe-se a quantidade de energia necessária para produzir 1 t de cal: $1 \cdot 10^6$ kcal e também qual é a quantidade de energia liberada por 1 kg de óleo combustível: $1 \cdot 10^4$ kcal (poder calorífico = $1 \cdot 10^4$ kcal/kg). Da mesma forma que há proporcionalidade entre as massas em uma reação química, a energia envolvida nas transformações também é proporcional à quantidade das substâncias que reagem. Assim:

1 kg de óleo combustível libera	_____	$1 \cdot 10^4$ kcal (10.000 kcal)
x kg de óleo combustível libera	_____	$1 \cdot 10^6$ kcal (1.000.000 kcal)

$$x = \frac{1 \cdot 10^6}{1 \cdot 10^4} = 1 \cdot 10^2 \text{ kg de óleo combustível}$$

A massa de óleo necessária, portanto, é de $1 \cdot 10^2$, ou 100 kg.

2 O poder calorífico do óleo combustível é de 10.770 kcal/kg, o que significa que 1 kg de óleo libera 10.770 kcal na combustão. Uma tonelada corresponde a 1.000 kg; assim, 1.000 kg de óleo liberarão: $10.770 \text{ kcal} \cdot 1.000 = 10.770.000 \text{ kcal}$.

Como o carvão apresenta poder calorífico igual a 6.800 kcal/kg, isto é, 1 kg de carvão fornece 6.800 kcal, para liberar 10.770.000 kcal será necessária uma massa de carvão proporcionalmente maior:

1 kg de carvão libera	_____	6.800 kcal
x kg de carvão libera	_____	10.770.000 kcal

$$x = \frac{10.770.000}{6.800} = 1.583,8 \text{ kg de carvão}$$

A massa de carvão necessária, portanto, é de 1.583,8 kg.

3 Na hidratação, a água se une à cal para formar o hidróxido de cálcio, e a massa aumenta. Na calcinação do carbonato de cálcio, há decomposição, perdendo-se gás carbônico para o ambiente.

4 Como o consumo na construção civil corresponde a 37% da cal produzida, a quantidade é 37% de $7,3 \cdot 10^6$ t, isto é,

$$0,37 \cdot 7,3 \cdot 10^6 \text{ t} = 2,7 \cdot 10^6 \text{ t}.$$

**5**

- a) A cal é usada em argamassa, produção de cimento, tinta para caliação, saneamento básico etc.
- b) A umidade altera a cal, transformando-a em hidróxido de cálcio.

Atividade 2 - Determinando quantidades de substâncias

1 Para calcular as massas das quantidades em mols das substâncias é preciso calcular suas massas molares utilizando a tabela de massas atômicas.

- a) $\text{CO}_2 \rightarrow (1 \cdot 12) + (2 \cdot 16) = 44 \rightarrow 1 \text{ mol de CO}_2 \text{ corresponde a } 44 \text{ g}$

1 mol de CO_2 _____ 44 g de CO_2

2,5 mol de CO_2 _____ x g de CO_2

$$x = 2,5 \cdot 44 \text{ g} = 110 \text{ g de CO}_2$$

A massa é de 110 g de CO_2 .

- b) $\text{Al} \rightarrow 27 \rightarrow 1 \text{ mol de Al corresponde a } 27 \text{ g}$. Você provavelmente já percebeu que, para saber a massa de qualquer quantidade em mols de uma substância, basta multiplicar a massa molar (massa de 1 mol) pelo número de mols. Assim, a massa de 0,5 mol de Al é:

$$27 \text{ g/mol} \cdot 0,5 \text{ mol} = 13,5 \text{ g de Al}$$

- c) $\text{NH}_3 \rightarrow (1 \cdot 14) + (3 \cdot 1) = 17 \rightarrow 1 \text{ mol de NH}_3 \text{ corresponde a } 17 \text{ g}$

$$3 \text{ mol} \cdot 17 \text{ g/mol} = 51 \text{ g de NH}_3$$

A massa é de 51 g de NH_3 .

2 Para calcular o número de mols de certa massa de substância, parte-se também da massa molar.

- a) carvão (C) $\rightarrow 1 \text{ mol de C corresponde a } 12 \text{ g}$

12 g de C _____ 1 mol de C

5.000.000 g de C _____ x mol de C

$$x = \frac{5.000.000}{12} = 416.666,7 \text{ mol de C}$$

- b) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \rightarrow (12 \cdot 12) + (22 \cdot 1) + (11 \cdot 16) = 342$

1 mol de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ _____ 342 g de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

x mol de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ _____ 5.000 g de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

$$x = \frac{5.000}{342} = 14,6 \text{ mol de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$$

O número de mols é 14,6.

Para calcular o número de mols de certa substância, basta dividir a massa que se quer determinar pela massa molar da substância.



$$\text{c) } \text{H}_2\text{O} \rightarrow (2 \cdot 1) + 16 = 18$$

$$\frac{360 \text{ g}}{18 \text{ g}} = 20 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

3

$$\text{a) } \text{NO}_2 \rightarrow 14 + (2 \cdot 16) = 46$$

$$3 \text{ mol de NO}_2 \rightarrow 46 \text{ g/mol} \cdot 3 \text{ mol} = 138 \text{ g de NO}_2$$

$$\text{b) } \text{CH}_4 \rightarrow 12 + (4 \cdot 1) = 16$$

$$3 \text{ mol de CH}_4 \rightarrow 16 \text{ g/mol} \cdot 3 \text{ mol} = 48 \text{ g de CH}_4$$

$$\text{c) } \text{H}_2\text{O} \rightarrow (2 \cdot 1) + 16 = 18$$

$$3 \text{ mol de H}_2\text{O} \rightarrow 18 \text{ g/mol} \cdot 3 \text{ mol} = 54 \text{ g de H}_2\text{O}$$

4

$$\text{a) } 50 \text{ g de NO}_2$$

$$\frac{50 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} = 1,09 \text{ mol de NO}_2$$

$$\text{b) } 50 \text{ g de CH}_4$$

$$\frac{50 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 3,1 \text{ mol de CH}_4$$

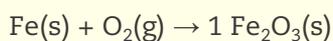
$$\text{c) } 50 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$\frac{50 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 2,8 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

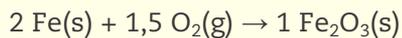
Atividade 3 - Cálculos envolvendo equações químicas

1

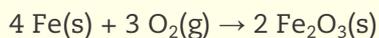
a) Atribua o valor 1 para o Fe_2O_3 na equação:



Tem-se, portanto, 2 de Fe e 3 de O nos produtos:



Para coeficientes inteiros, basta multiplicar todos por 2:



b) A equação conta que, para formar 2 mol de Fe_2O_3 , são necessários 4 mol de Fe. Pode-se transformar a relação entre o número de mols em uma relação entre massas:

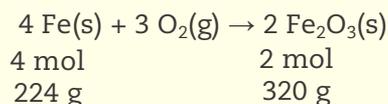
A massa atômica de Fe = 56; portanto, 1 mol de Fe corresponde a 56 g.

4 mol de Fe vai corresponder a $4 \cdot 56 \text{ g} = 224 \text{ g}$ de Fe

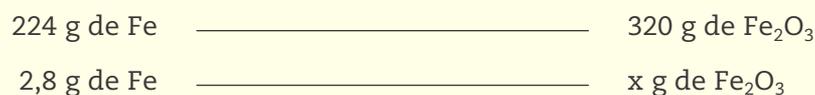
$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow (2 \cdot 56) + (3 \cdot 16) = 160$; portanto, 1 mol de Fe_2O_3 corresponde a 160 g.



2 mol de Fe_2O_3 vai corresponder a $2 \cdot 160 = 320$ g de Fe_2O_3



Agora, relacionam-se as massas:

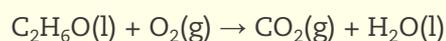


$$x = 320 \cdot \frac{2,8}{224} = 4 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

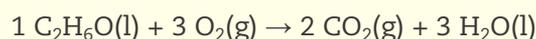
A massa de óxido de ferro formada na oxidação é de 4 g.

2

a) Não se esqueça de que combustão é a reação com o gás oxigênio (O_2).



Atribua o valor 1 para $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ e determine os outros coeficientes:



b) É só olhar a proporção dada pela equação: 1 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ forma 3 mol de H_2O , portanto, 5 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ formarão 15 mol de H_2O .

c) Segundo a equação, 1 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ forma 2 mol de CO_2 ; portanto, 5 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ formarão 10 mol de CO_2 . Depois, é preciso transformar para massa:

$$\text{CO}_2 \rightarrow 12 + (2 \cdot 16) = 44$$

1 mol de CO_2 corresponde a 44 g; portanto, 10 mol de CO_2 apresentam massa de $10 \cdot 44 \text{ g} = 440 \text{ g}$ de CO_2

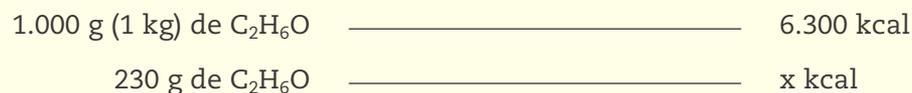
A massa de gás carbônico formada é de 440 g.

3 É preciso determinar a massa de 1 mol ou a massa molar de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

$$\text{C}_2\text{H}_6\text{O} \rightarrow (2 \cdot 12) + (6 \cdot 1) + 16 = 46. \text{ A massa molar de } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \text{ é } 46 \text{ g.}$$

5 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ correspondem a $5 \cdot 46 \text{ g} = 230 \text{ g}$ de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

Agora, calcula-se a energia liberada por 5 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$:



$$x = 6.300 \cdot \frac{230}{1.000} = 1.449 \text{ kcal}$$

A energia liberada na queima de 5 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ é 1.449 kcal.



As novas ideias a respeito da matéria, que surgiram com a teoria atômica de Dalton, a determinação das massas atômicas dos elementos químicos e a análise de suas propriedades físicas e químicas permitiram que se organizassem os elementos químicos em uma tabela conhecida por **tabela periódica**.

A classificação periódica, ou tabela periódica, é um guia para semelhanças e diferenças entre os elementos. Você vai ver que ela será muito útil em seus estudos, assim como é útil para todos os que trabalham com Química. Sabendo a localização de um elemento na tabela periódica, pode-se prever seu comportamento e escrever fórmulas químicas de compostos utilizando apenas algumas orientações gerais.



O QUE VOCÊ JÁ SABE?

- Pense nos elementos que você conhece: no oxigênio, que forma o gás oxigênio da respiração; no carbono, elemento presente nos seres vivos; no ferro; no cobre; no alumínio. Você poderia sugerir um critério para separá-los em dois grandes grupos?
- Pense em duas características para cada um dos grupos que você determinou.



Classificando os elementos químicos

Uma das primeiras tentativas de classificação dos elementos reunia-os em dois grupos: metais e não metais, como é mostrado na tabela a seguir.

Propriedades dos metais e dos não metais	
Metal	Não metal
Bom condutor de calor e de eletricidade	Mau condutor de calor e de eletricidade
Brilhante quando polido	Opaco
Maleável	Quebradiço
Temperatura de fusão elevada	Baixa temperatura de fusão

É possível classificar os elementos segundo diversas características que eles apresentam. O número de grupos de elementos com características semelhantes vai depender do número de características escolhidas.

A tabela a seguir descreve algumas características dos elementos Ne, Li, Cl, Na, Ar, K e Br.

Analisando as informações fornecidas, é possível classificar esses elementos em três grupos, segundo as semelhanças observadas entre eles?

Propriedades de alguns elementos							
	Neônio	Lítio	Cloro	Sódio	Argônio	Potássio	Bromo
Símbolo	Ne	Li	Cl	Na	Ar	K	Br
Estado físico	Gasoso	Sólido	Gasoso	Sólido	Gasoso	Sólido	Líquido
Cor	Incolor	Prateado	Verde-amarelado	Prateado	Incolor	Prateado	Castanho-avermelhado
Condutibilidade elétrica	Mau condutor	Bom condutor	Mau condutor	Bom condutor	Mau condutor	Bom condutor	Mau condutor
Condutibilidade térmica	Mau condutor	Bom condutor	Mau condutor	Bom condutor	Mau condutor	Bom condutor	Mau condutor
Reação com água	Não reage	Reage formando H_2	Reage formando HCl	Reage formando H_2	Não reage	Reage formando H_2	Reage formando HBr
Reação com cloro	Não reage	Reage formando LiCl	—	Reage formando NaCl	Não reage	Reage formando KCl	Não reage
Reação com sódio	Não reage	Não reage	Reage formando NaCl	—	Não reage	Não reage	Reage formando NaBr
Reação com hidrogênio	Não reage	Reage formando LiH	Reage formando HCl	Reage formando NaH	Não reage	Reage formando KH	Reage formando HBr

É provável que você tenha formado três possíveis grupos:

Grupo 1: Li, Na e K

- São bons condutores elétricos e térmicos.
- Reagem com a água, formando o gás hidrogênio.
- Reagem com o cloro, formando substâncias de fórmulas semelhantes: LiCl, NaCl e KCl.
- Reagem da mesma forma com o bromo, formando LiBr, NaBr e KBr.
- Reagem com o hidrogênio, formando LiH, NaH e KH.

Grupo 2: Cl e Br

- São maus condutores elétricos e térmicos.
- Reagem com a água, formando HCl e HBr.
- Reagem com o hidrogênio de forma semelhante, formando HCl e HBr.
- Reagem com Li, Na e K, formando LiCl, LiBr, NaCl, NaBr, KCl e KBr.

Grupo 3: Ne e Ar

- São maus condutores elétricos e térmicos.
- Não reagem com nenhuma das substâncias da tabela.

Com o aumento do número de elementos descobertos, os químicos sentiram a necessidade de organizá-los em grupos, usando como critério de classificação semelhanças observadas no comportamento químico.

Quando as massas atômicas dos elementos se tornaram conhecidas com mais exatidão, os químicos procuraram agrupá-los relacionando suas propriedades físicas e químicas com as respectivas massas atômicas.

Várias foram as tentativas de classificar os elementos químicos, mas, à medida que trabalhos eram publicados com novas propostas, novas ideias também surgiam. Até que, em 1869, um químico russo, Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907), professor da Universidade de São Petersburgo, observou que havia repetição periódica das propriedades químicas e físicas quando os elementos eram ordenados segundo as massas atômicas crescentes. Enunciou, então, uma lei conhecida sob o nome de **lei periódica**: as propriedades dos elementos são uma função periódica de suas massas atômicas.

Mendeleev construiu um sistema periódico em que os elementos foram dispostos em colunas verticais e linhas horizontais, de acordo com as massas atômicas crescentes, e de tal forma que elementos de uma mesma coluna (família) apresentavam propriedades semelhantes.

A tabela periódica moderna

A tabela periódica atual, de acordo com o que foi estabelecido pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC, na sigla em inglês), contém 7 linhas horizontais (os períodos) e 18 linhas verticais (as famílias ou grupos). Nela, os elementos estão dispostos na ordem crescente dos respectivos números atômicos (número de

prótons), assunto que será discutido no Volume 2. Os elementos do mesmo grupo (ou família) apresentam propriedades semelhantes.

1 1A	2 2A	Elementos de transição										13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
H 1,0079 Hidrogênio	Li 6,941(2) Lítio	Be 9,0122 Berílio	Elementos de transição										B 10,811(5) Boro	C 12,011 Carbono	N 14,007 Nitrogênio	O 15,999 Oxigênio	F 18,998 Fluor	Ne 20,180 Neônio
Na 22,990 Sódio	Mg 24,305 Magnésio	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	Al 26,982 Alumínio	Si 28,086 Silício	P 30,974 Fósforo	S 32,066(6) Enxofre	Cl 35,453 Cloro	Ar 39,948 Argônio	
K 39,098 Potássio	Ca 40,078(4) Cálcio	Sc 44,956 Escândio	Ti 47,867 Titânio	V 50,942 Vanádio	Cr 51,996 Cromo	Mn 54,938 Manganês	Fe 55,845(3) Ferro	Co 58,933 Cobalto	Ni 58,693 Níquel	Cu 63,546(3) Cobre	Zn 65,39(2) Zinco	Ga 69,723 Gálio	Ge 72,61(2) Germânio	As 74,922 Arsênio	Se 78,96(3) Selênio	Br 79,904 Bromo	Kr 83,80 Criptônio	
Rb 85,468 Rubídio	Sr 87,62 Estrôncio	Y 88,906 Ítrio	Zr 91,224(2) Zircônio	Nb 92,906 Níbio	Mo 95,94 Molibdênio	Tc 98,906 Tecnécio	Ru 101,07(2) Rutênio	Rh 102,91 Ródio	Pd 106,42 Paládio	Ag 107,87 Prata	Cd 112,41 Cádmio	In 114,82 Índio	Sn 118,71 Estanho	Sb 121,76 Antimônio	Te 127,60 Telúrio	I 126,90 Iodo	Xe 131,29(2) Xenônio	
Cs 132,91 Césio	Ba 137,33 Bário	Série dos Lantanídeos *	Hf 178,49(2) Háfnio	Ta 180,95 Tântalo	W 183,84 Tungstênio	Re 186,21 Rênio	Os 190,23(3) Ósmio	Ir 192,22 Íridio	Pt 195,08(3) Platina	Au 196,97 Ouro	Hg 200,59(2) Mercúrio	Tl 204,38 Tálio	Pb 207,2 Chumbo	Bi 208,98 Bismuto	Po 209,98 Polônio	At 209,99 Astató	Rn 222,02 Radônio	
Fr 223,02 Frâncio	Ra 226,03 Rádio	Série dos Actinídeos *	Rf 261 Rutherfordório	Db 268 Dúbnio	Sg 266 Seabórgio	Bh 267 Bório	Hs 277 Hássio	Mt 268 Meitnério	Ds 280 Darmstádio	Rg 272 Roentgênio	Cn 285 Copernício		Fl 289 Fleróvio		Lv 293 Livermório			

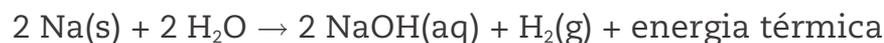
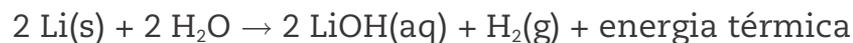
© Cláudio Ripinskas

Massa atômica	Série dos Lantanídeos														
Símbolo	* La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Nome do elemento	* Lantânio	Cério	Praseodímio	Neodímio	Promécio	Samário	Európio	Gadolínio	Térbio	Disprósio	Hólmio	Érbio	Túlio	Ítérbio	Lutécio
	Série dos Actinídeos														
	* Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
	* Actínio	Tório	Protactínio	Urânio	Netúnio	Plutônio	Americio	Cúrio	Berquélio	Califórnio	Einstênio	Férmio	Mendelévio	Nobélio	Laurêncio

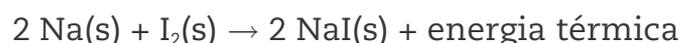
Tabela periódica moderna.

Veja alguns exemplos:

Os elementos do grupo 1 (1A), os metais alcalinos, que estão localizados na primeira coluna da tabela periódica, reagem com água com grande despreendimento de calor, liberando o gás hidrogênio.



Já os elementos localizados na coluna 17 ou 7A (F, Cl, Br e I), que pertencem à família dos halogênios (formadores de sal), reagem com o sódio formando substâncias com fórmulas semelhantes e, também, liberando calor.



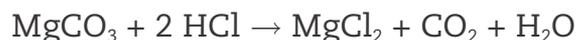
Portanto, os elementos que se localizam em uma mesma coluna da tabela periódica, ou família, apresentam propriedades semelhantes. Isso permite que, conhecendo-se as características de determinado elemento, sejam previstas as características de outro elemento da mesma família.

Sabe-se que a rocha calcária pode ser formada por uma mistura de carbonato de cálcio e carbonato de magnésio. A fórmula do carbonato de cálcio, como você já viu, é CaCO_3 . Em contato com o ácido clorídrico (HCl), reage como representado na equação a seguir:



Qual seria a fórmula do carbonato de magnésio e como se comportaria em relação ao ácido clorídrico?

Como o magnésio é da mesma família do cálcio, provavelmente vão apresentar fórmulas e reações semelhantes. Assim, a equação da reação do carbonato de magnésio (MgCO_3) com o ácido é:



Entre as várias regularidades apresentadas pela tabela periódica, pode-se verificar, analisando a tabela a seguir, os hidretos de elementos de uma família, isto é, as substâncias formadas pelo hidrogênio e pelos elementos de uma mesma família. Note que a proporção entre os átomos do elemento e os átomos de hidrogênio é sempre a mesma.

Hidretos dos elementos de algumas famílias						
1 (1A)	2 (2A)	13 (3A)	14 (4A)	15 (5A)	16 (6A)	17 (7A)
Li LiH	Be BeH ₂	B BH ₃	C CH ₄	N NH ₃	O H ₂ O	F HF
Na NaH	Mg MgH ₂	Al AlH ₃	Si SiH ₄	P PH ₃	S H ₂ S	Cl HCl
K KH	Ca CaH ₂	Ga GaH ₃	Ge GeH ₄	As AsH ₃	Se H ₂ Se	Br HBr

A localização dos elementos na tabela periódica é dada pelas famílias (linhas verticais ou colunas) e pelos períodos (linhas horizontais).

Os períodos são numerados de 1 a 7, sendo o primeiro formado apenas por dois elementos, o hidrogênio (H) e o hélio (He).

O elemento sódio (Na), por exemplo, está localizado na família 1 (1A) e no terceiro período.

O elemento bromo (Br) está localizado na família 17 (7A) e no quarto período.

O elemento que está no primeiro período e na família 18 é o hélio (He).

O elemento que está no quinto período e na família 14 (4A) é o estanho (Sn).

ATIVIDADE 1 Tabela periódica

1 O metal sódio (Na) reage com a água, formando o hidróxido de sódio (NaOH) e o gás hidrogênio (H_2).

a) Represente essa reação por uma equação química balanceada.

b) Sabendo-se que o potássio (K) é da mesma família do sódio, como seria a equação da reação entre o potássio e a água?

2 Utilizando a classificação periódica, dê o nome e o símbolo dos elementos que se localizam:

a) no quinto período e na família 2 (2A): _____

b) na família 15 (5A) e no terceiro período: _____

c) no quarto período e na família 12 (2B): _____

3 Dê a localização (família e período) dos elementos indicados a seguir:

a) ferro (Fe): _____

b) alumínio (Al): _____

c) nitrogênio (N): _____

d) neônio (Ne): _____

4 O fragmento da classificação periódica apresentado fornece as fórmulas dos óxidos de um grupo de elementos. Determine as fórmulas dos óxidos dos outros elementos indicados.

1 (1A)	2 (2A)	13 (3A)	14 (4A)
Na óxido - Na ₂ O	Mg óxido - MgO	B óxido - B ₂ O ₃	C óxido - CO ₂
K óxido - _____	Ca óxido - _____	Al óxido - _____	S óxido - _____

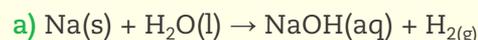


Refleta sobre os critérios e as vantagens de classificar os instrumentos que você utiliza em seu trabalho.

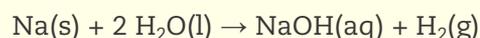
HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Tabela periódica

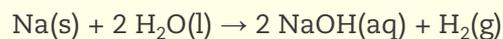
1



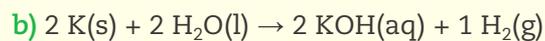
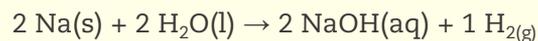
Olhando a equação, percebe-se que do lado dos produtos há mais átomos de H nas substâncias que no lado dos reagentes. Como serão necessários mais átomos de H, atribui-se o coeficiente 2 para a água:



Como todos os átomos de oxigênio formarão NaOH, o coeficiente de NaOH também será 2:



Para completar o balanceamento, basta acertar o Na e o H₂. O coeficiente de Na será 2, e o de H₂ será 1, já que parte do hidrogênio está em NaOH. Portanto:



A equação que representa a reação será semelhante, já que são elementos pertencentes à família 1 ou 1A.

2

a) Estrôncio (Sr).

b) Fósforo (P).

c) Zinco (Zn).

TEMAS

1. A fermentação e a produção do álcool comum
2. Como se expressa a concentração de álcool
3. A energia nas reações químicas

Introdução

Nesta Unidade, você aprenderá o que é fermentação e os produtos que podem ser obtidos dela. Estudará também a obtenção, as propriedades e as aplicações do álcool, e como descobrir a concentração dele em uma mistura com água.

Por fim, conhecerá as reações exotérmicas (que liberam energia para o ambiente) e as reações endotérmicas (que absorvem energia do ambiente), aprendendo a representá-las nas equações das reações e de forma gráfica.

TEMA 1 A fermentação e a produção do álcool comum

O termo “fermentação” vem da palavra latina *fervere*, que significa “ferver”. Isso porque, no processo fermentativo, há liberação de gases que agitam o líquido em fermentação, o mosto, fazendo lembrar a ebulição, ou seja, dando a impressão de que ele está fervendo.

O álcool comum, cujo nome oficial é etanol, e o usual, álcool etílico, é obtido, principalmente, da fermentação do melaço de cana-de-açúcar.

Neste tema, você vai avaliar as condições para que ocorra a fermentação, as equações que a representam e as quantidades envolvidas nesse processo.



O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Você já parou para refletir que o processo fermentativo está presente no cotidiano? Pense, por exemplo, em alimentos e em bebidas obtidos por esse processo e responda:

- Qual seria a possível razão de o vinho “azedar” em uma garrafa?

- Em sua opinião, a fermentação é um simples processo químico ou necessita de microrganismos para que ocorra?

Fermentação

Durante muito tempo, a fermentação foi praticada com pouco conhecimento sobre suas causas. Somente em 1854, as investigações do cientista francês Louis Pasteur permitiram um maior domínio da fermentação. Esse cientista foi procurado por um industrial que produzia álcool de beterraba para resolver um problema: a contaminação desse álcool por substâncias indesejáveis.

**ASSISTA!**

Química – Volume 1

Fermentação

Por meio de uma visita a um local que produz queijo artesanalmente, e também por experiências realizadas em laboratório, esse vídeo discute o processo de fermentação nos mais variados segmentos da economia e na obtenção do álcool comum.

As investigações realizadas por Pasteur indicaram que os processos envolvidos na fermentação não eram apenas químicos; “fermentos vivos” também participavam dela.

Essa ideia era contrária à da época. Sabia-se que o levedo era o responsável pela fermentação, mas ele era considerado um catalisador (substância que aumenta a rapidez de uma reação sem ser consumida). Segundo Pasteur, o levedo era um vegetal microscópico, e o álcool, produto de seu metabolismo. No entanto, havia uma dúvida: o levedo já existia em algum lugar ou era gerado de modo espontâneo?

Buscando resposta a essa questão, Pasteur realizou inúmeros experimentos. Alguns resultados obtidos com seu estudo sobre a fermentação do suco de uva encontram-se na tabela a seguir.

Dados do experimento de Pasteur				
Experiência	Condições de fermentação			Ocorrência de fermentação
	Suco de uva	Ar	Levedos	
1	Extraído de uvas com casca intacta	Sem contato com o ar	Ausentes	Não ocorreu fermentação
2	Extraído de uvas com casca intacta	Em contato com o ar	Presentes	Ocorreu fermentação
3	Extraído de uvas provenientes de vinha mantida em estufa	Cachos protegidos com algodão, evitando-se o contato com o ar	Ausentes	Não ocorreu fermentação
4	Extraído de uvas provenientes da mesma vinha da experiência 3, mantida em estufa	Cachos descobertos em contato com o ar	Presentes na superfície das uvas	Ocorreu fermentação
5	Extraído de uvas provenientes de vinhas cultivadas ao ar livre	Em contato com o ar	Presentes na superfície das uvas	Ocorreu fermentação

ATIVIDADE 1 Como ocorre a fermentação

1 Analise os dados da tabela *Dados do experimento de Pasteur* e responda: Em que situações ocorreram as fermentações?

2 O que é necessário para que ocorra a fermentação?

3 Qual é a razão de certos alimentos industrializados serem embalados a vácuo?

4 Qual é a razão de a decomposição dos alimentos ocorrer lentamente quando eles estão armazenados na geladeira?



Conclusões de Pasteur

Pasteur concluiu, a partir dos resultados de seu trabalho, que a fermentação causada pelos microrganismos era responsável pela qualidade do álcool, da cerveja e de tantos outros produtos, pois a competição entre os microrganismos é que produzia um produto bom ou não.

Nas fermentações, os microrganismos alimentam-se das substâncias contidas no material, os carboidratos, transformando-os. Os carboidratos constituem a maior fonte de energia para grande parte dos seres vivos. Eles são encontrados em todas as células vivas, vegetais e animais, sob a forma de açúcares, amido e celulose. A transformação pode ser feita diretamente a partir da ação de microrganismos ou **enzimas** sintetizadas por eles.



Enzimas

Substâncias sintetizadas nas células que são capazes de aumentar a rapidez das reações químicas, que seriam muito lentas se realizadas nas condições existentes nos organismos vivos. As enzimas atuam, portanto, como catalisadores das reações, aumentando a rapidez delas sem serem consumidas.

As fermentações envolvem a quebra de moléculas mais complexas em outras mais simples. Em alguns casos, são utilizadas para a obtenção de certos materiais cujos processos químicos usuais são difíceis de realizar ou, então, muito dispendiosos, como a produção de hormônios e de vitaminas.

Obtendo álcool por fermentação

De que maneira o álcool é obtido?

As experiências que serão descritas agora simulam o processo industrial de obtenção do álcool, cuja matéria-prima é o caldo de cana-de-açúcar (garapa).

É possível realizar os experimentos utilizando materiais simples e fáceis de encontrar. Acompanhe os passos a seguir:

Experimento 1

- Coloca-se água de cal (solução de cal dissolvida em água) em um copo até a metade de sua altura.
- Com um canudo de refresco, assopra-se na água de cal. O que será que acontece?

NOTA

Não é recomendável fazer esse experimento sem a supervisão de um professor, porque, na manipulação, a cal pode atacar a pele e ser muito agressiva aos olhos.

A mistura, que era límpida, fica turva e forma-se um sólido branco. A reação que ocorre é entre o gás carbônico expirado durante a respiração e o hidróxido de cálcio existente na água de cal.

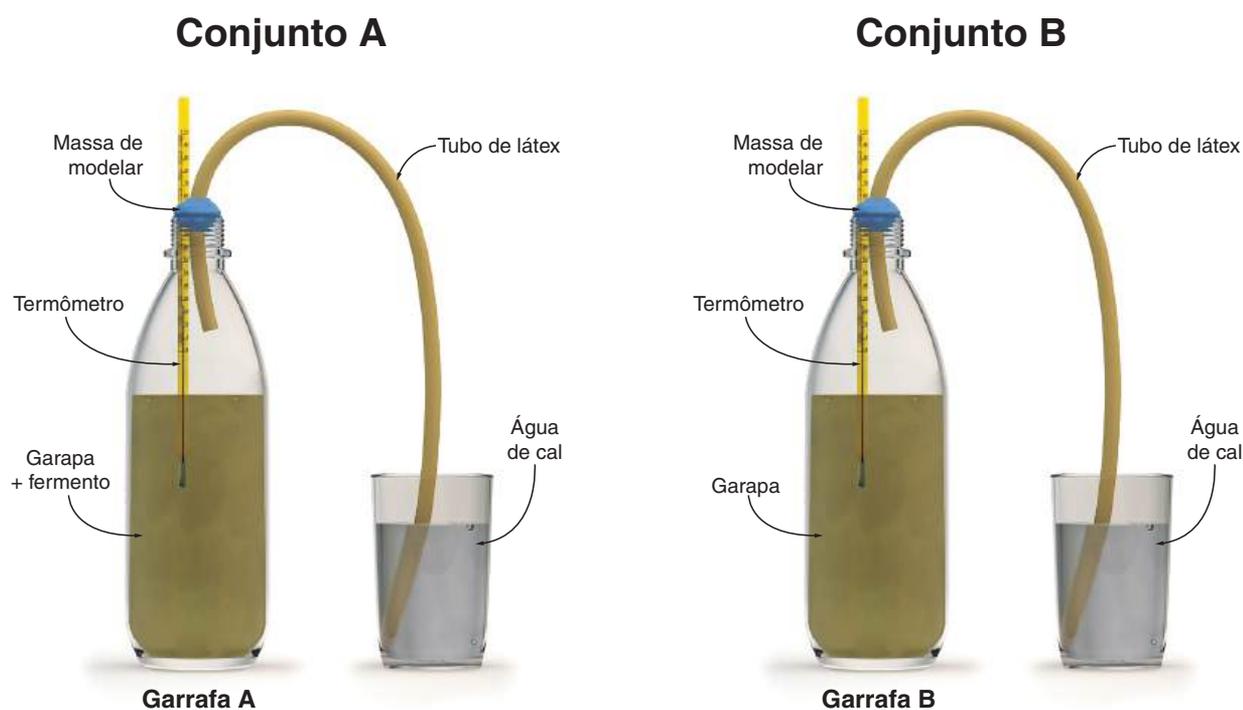
Essas reações são representadas pelas equações:

- Acrescentar cal (CaO) à água: $\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(aq)}$
- Assoprar na solução: $\text{CO}_2\text{(g)} + \text{Ca(OH)}_2\text{(aq)} \rightarrow \text{CaCO}_3\text{(s)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

Como o CaCO_3 é pouco solúvel em água, a solução fica turva.

Experimento 2

Preparam-se dois conjuntos semelhantes aos que aparecem na figura a seguir:



Coloca-se 100 mL de caldo de cana na garrafa pet A e repete-se o processo na garrafa pet B. Esfarela-se um tablete de fermento de padaria em um papel limpo e esses farelos são adicionados apenas ao caldo de cana contido na garrafa pet A, sendo espalhados sobre a superfície do líquido.

Nos recipientes menores, que podem ser copos (como na figura), coloca-se água de cal até a metade de sua altura e mergulham-se os tubos de borracha, um em cada recipiente.

Colocam-se as rolhas com os termômetros e as mangueiras nas garrafas pet A e B, tomando o cuidado de manter os bulbos dos termômetros mergulhados no líquido.

Será que se esqueceu de colocar fermento na garrafa pet B? Não, não foi um esquecimento! Isso foi feito para comparar os resultados dos dois conjuntos ou sistemas: o que contém fermento e o outro que não contém. A garrafa pet B é o “controle”, isto é, o experimento que será utilizado para comparar a ação do fermento; por essa razão, não pôde recebê-lo.

Anotam-se na tabela as temperaturas iniciais (elas podem até ser avaliadas pelo tato, no lugar dos termômetros) das soluções contidas nos frascos A e B. São feitas leituras da temperatura a cada cinco minutos, registrando as medidas e observando o que ocorreu com a água de cal. A tabela que segue mostra os resultados obtidos.

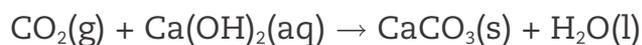
Resultados obtidos no experimento						
Hora da observação	Temperatura		Aspecto da água de cal		Aspecto e odor do líquido	
	Garrafa A	Garrafa B	Copo A	Copo B	Garrafa A	Garrafa B
8h	20 °C	20 °C	—	—	—	—
8h05	21 °C	20 °C	Leve turvação	—	Mudança de coloração	Sem alteração
8h10	21 °C	20 °C	Turvação mais intensa	—	Formação de bolhas	Sem alteração
8h15	22 °C	20 °C	Turvação	—	Fervura	Sem alteração
8h20	22 °C	20 °C	Turvação	—	Fervura intensa	Sem alteração
8h35	22 °C	20 °C	Turvação	—	Solução mais clara – odor de álcool	Sem alteração
Após 48h	20 °C	20 °C	Turvação	Leve turvação	Solução mais clara – odor de álcool	Leve odor de álcool

Destampando as garrafas pet para sentir o odor de seu conteúdo, nota-se que na garrafa pet A o cheiro é de álcool, mas não se percebe esse odor na garrafa pet B. Após 48 horas, pode-se observar que tanto na garrafa pet A quanto na B há cheiro de álcool, só que na B ele é bem mais fraco.

Acompanhe a reflexão sobre esses experimentos.

Considere a garrafa pet A, que contém caldo de cana e fermento. Foram observados sinais de transformação, pois surgiram bolhas e o líquido parecia ferver. A temperatura subiu 2 °C.

No copo ligado à garrafa pet A, que continha água de cal, a solução ficou turva, formando um sólido branco semelhante ao do primeiro experimento. Nele, ao se assoprar a água de cal com o canudo, ocorreu uma reação química, indicada pela turvação da solução. Essa turvação deve-se ao surgimento de um sólido branco, um novo material. Considerando que o ar expirado contém dióxido de carbono (CO_2), a interação entre o gás carbônico e a água de cal resultou na formação do sólido branco, segundo a equação química:



Voltando ao segundo experimento, é provável que, no copo conectado à garrafa pet A, que continha o caldo de cana e o fermento, tenha ocorrido a mesma reação; portanto, o gás formado durante a fermentação deve ser CO_2 , pois o material branco que se formou parece ser o mesmo nos dois experimentos.

Além do CO_2 produzido, também se formou um líquido com odor de álcool, indicando a formação dessa substância.

Na garrafa pet B, onde não havia fermento, após 48 horas sentia-se o odor de álcool, porém de modo muito mais brando que na garrafa pet A. Mas **atenção**: não se deve inalar o conteúdo das garrafas, visto que a mistura de álcoois formada pode incluir o metanol, que é tóxico.

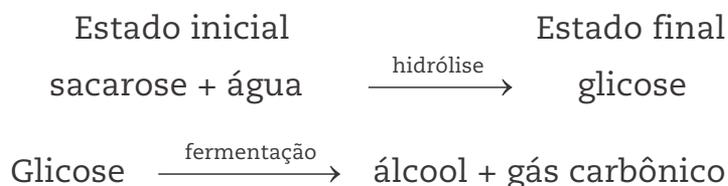
Comparando os resultados das garrafas pet A e B em relação ao tempo decorrido para se sentir o odor de álcool, o papel do fermento nesse processo é o de aumentar a rapidez da reação, ou seja, acelerá-la, uma vez que no fermento existem microrganismos que metabolizam o açúcar presente na garapa e o transformam em álcool.

As reações que ocorreram nas garrafas pet A e B são conhecidas por fermentação. Comparando a fermentação com a combustão do gás de fogão, em termos de rapidez, a primeira é lenta e a segunda combustão é rápida.

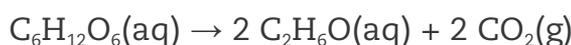
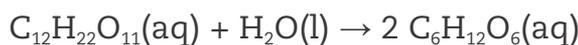
Agora, recorde rapidamente o que você estudou nas Unidades anteriores. A transformação dos reagentes em produtos pode ser representada por uma equação química com dois membros. No primeiro, figuram os reagentes, ou estado inicial. No segundo, aparecem os produtos da transformação, ou estado final.



O açúcar do caldo de cana é a sacarose, que se hidrolisa – interage com a água –, originando a glicose. Representando a fermentação por equações, a seguir encontram-se os nomes dos reagentes e dos produtos dessa reação:



Como a sacarose é representada pela fórmula $C_{12}H_{22}O_{11}$, a glicose, por $C_6H_{12}O_6$, o gás carbônico, por CO_2 , e o etanol, por C_2H_6O , é possível representar as transformações por equações, substituindo os nomes dos reagentes e dos produtos pelas suas respectivas fórmulas:



Embora o processo ocorra em várias etapas, é possível representar de forma simplificada a fermentação para obter álcool pelas equações anteriores.

Vale lembrar que na garrafa pet A obteve-se álcool misturado a outras substâncias, diferentemente, portanto, do álcool encontrado em residências. Para se obter o álcool usado em casa, seria necessário separar os componentes das misturas utilizando os processos de filtração e destilação.

A usina de cana-de-açúcar

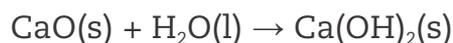
O álcool etílico, conhecido simplesmente como álcool, é uma substância utilizada com frequência em casa e de grande importância industrial. Além de seu uso como combustível e solvente, é também o ingrediente que caracteriza as chamadas bebidas alcoólicas.

De acordo com as regras de nomenclatura para compostos orgânicos, seu nome oficial é etanol. A fórmula molecular, C_2H_6O , mostra que a molécula de etanol é um agrupamento de átomos, sendo constituída por dois átomos de carbono, seis de hidrogênio e um de oxigênio.

O processo industrial de obtenção do álcool etílico é semelhante ao utilizado para a elaboração de bebidas alcoólicas. A produção de álcool, aliás, foi uma consequência da fabricação destas. Sua produção pode se dar através da fermentação de qualquer material rico em carboidratos, como o milho, a mandioca etc.

No Brasil, a matéria-prima comumente utilizada na obtenção do álcool é a cana-de-açúcar. Para extraí-lo do melaço de cana-de-açúcar, é necessário diluir o melaço em água, a fim de que seja alcançada a melhor concentração de açúcares para a ocorrência da fermentação. Uma levedura é acrescentada para que a fermentação se inicie. Após a fermentação, o álcool é separado por destilação e apresenta 95% de pureza, isto é, 5% dele é água e 95% é álcool etílico.

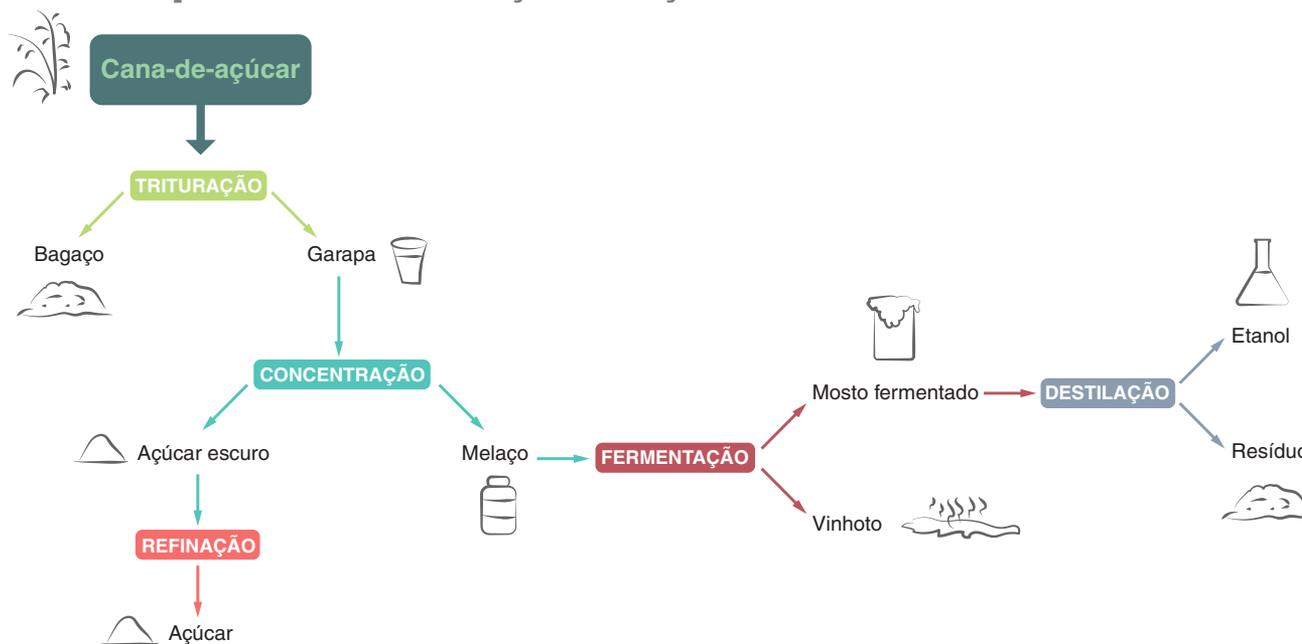
Para obter o álcool 100% (álcool absoluto), outros processos são utilizados, sendo o mais simples a adição de cal (óxido de cálcio). O óxido de cálcio não é solúvel no álcool e reage com a água existente, segundo a equação:



Tanto o CaO quanto o Ca(OH)₂ são insolúveis no álcool e ficam depositados no fundo do frasco que o contém.

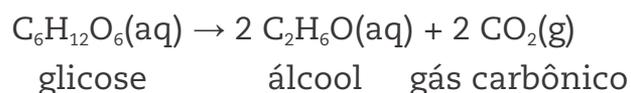
A seguir, apresenta-se um fluxograma de dois processos: um para a extração de açúcar de cana, e outro, fermentativo, para a obtenção do álcool.

Processos que levam a cana-de-açúcar ao açúcar e ao etanol



ATIVIDADE 2 Produção do álcool

1 O processo de fermentação do caldo de cana é bastante complexo, mas pode ser representado pela seguinte equação:



- a) Determine a massa de álcool obtida na fermentação de 5 kg de $C_6H_{12}O_6$.
- b) Quantos mols de gás carbônico (CO_2) serão formados nessa fermentação?
- c) Partindo de 90 g de glicose, quais massas de álcool e de gás carbônico serão obtidas?

DICA!

Lembre-se da lei de Proust.

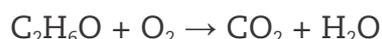
- d) Determine quantas moléculas, em número de mols, há em 90 g de glicose.

- e) Quantos mols de moléculas de álcool e quantos mols de moléculas de gás carbônico serão formados para 90 g de glicose?

DICA!

A equação balanceada responde.

2 A queima do álcool etílico produz principalmente água e gás carbônico. O etanol combustível apresenta vantagens sobre a gasolina: é renovável, e o gás carbônico liberado é absorvido no plantio da cana-de-açúcar. A equação não balanceada, que representa a reação de combustão, é:



Caso se tenha 23 g de álcool, qual é a massa de oxigênio necessária para a combustão? Determine também as massas de gás carbônico e de água formadas.

Dados: massa atômica \rightarrow C = 12; H = 1; O = 16.

DICA!

Comece balanceando a equação.

Lembre-se de que os coeficientes representam a proporção entre os números de mols das substâncias envolvidas na reação.

Conhecendo a relação entre os números de mols, é possível também determinar a relação entre as massas das substâncias envolvidas; é só conhecer a massa molar, isto é, de 1 mol de cada substância envolvida na reação.



Uma das críticas quanto ao uso de combustíveis verdes (a partir da biomassa) é que a produção deles implicaria a necessidade de se utilizar grandes áreas, o que resultaria na redução daquelas usadas para produzir alimentos. Você concorda com essa crítica?

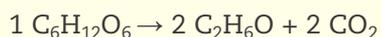
HORA DA CHECAGEM**Atividade 1 - Como ocorre a fermentação**

- 1** As fermentações ocorreram nas uvas que estavam em contato com o ar, e assim permitiram o desenvolvimento de levedos.
- 2** Para que ocorra a fermentação, é necessária a presença de levedos.
- 3** Certos alimentos são embalados a vácuo para evitar o contato com o ar e, assim, não se permite que o produto seja contaminado por microrganismos.
- 4** As baixas temperaturas da geladeira dificultam a proliferação dos microrganismos responsáveis pela degradação dos alimentos por fermentação.

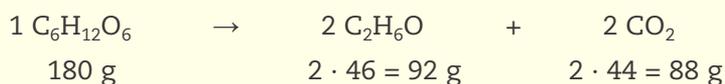
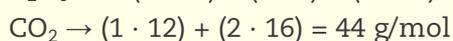
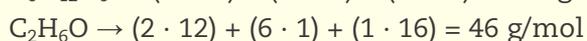
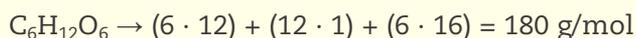
Atividade 2 - Produção do álcool

1

a) Em primeiro lugar, deve-se verificar a equação e garantir que ela esteja balanceada. Aqui escolheu-se a glicose para se atribuir o coeficiente 1 e encontrar os outros:



Verifique que, ao escolher o coeficiente 1 para $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, o coeficiente de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ deve ser 2 a fim de que o número de hidrogênios continue 12. Para completar os carbonos, é necessário o coeficiente 2 para o CO_2 . Conhecendo a proporção entre o número de mols, calcula-se aquela entre as massas usando a massa atômica dos elementos formadores das substâncias:



Segundo a equação, 1 mol de glicose (180 g) formou 92 g de álcool. Como as massas são proporcionais:

180 g de glicose ————— 92 g de álcool

5 kg de glicose ————— x kg de álcool

$$x = 5 \text{ kg} \cdot \frac{92 \text{ g}}{180 \text{ g}} \cong 2,6 \text{ kg}$$

A massa de álcool obtida é de 2,6 kg, aproximadamente.

b) Pode-se calcular a massa de CO_2 formada e transformá-la em mol. Observando a equação, tem-se:

180 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ————— 88 g de CO_2

5 kg de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ————— y kg de CO_2

$$y = 5 \text{ kg} \cdot \frac{88 \text{ g}}{180 \text{ g}} = 2,4 \text{ kg de CO}_2$$

Como a massa molar de CO_2 é 44 g, é só transformar:

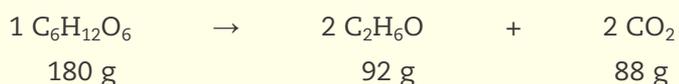
1 mol de CO_2 ————— 44 g

z mol de CO_2 ————— 2.400 g (2,4 kg)

$$z = 1 \text{ mol} \cdot \frac{2.400 \text{ g}}{44 \text{ g}} = 54,5 \text{ mol de CO}_2$$

Nessa fermentação, foram formados 54,5 mol de CO_2 .

c) A massa de 1 mol de glicose é 180 g; portanto, em 90 g tem-se 0,5 mol de glicose. Analisando a equação balanceada:



Neste tema, você vai conhecer como se representa a concentração de álcool na sua mistura com água, e também estudará como determinar essa concentração. Aprenderá, ainda, como descobrir se o álcool combustível comercializado foi fraudado ou não. Por fim, vai ver como é possível estabelecer a quantidade de álcool na gasolina.

? O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Refleta sobre as seguintes questões:

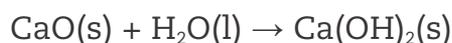
- Quando você vai comprar álcool no comércio, olhar o rótulo do frasco permite conhecer algumas características do produto. Qual é a diferença entre dois álcoois caso um apresente o valor 45 °GL e o outro, 96 °GL?
- As bombas que fornecem álcool combustível apresentam ao lado um aparelho em que a substância circula e no qual é mantida uma peça de vidro flutuando. Qual é a função desse aparelho?



Alcoômetro.

📖 Medindo a concentração do álcool

Como já estudado, o álcool obtido por destilação fracionada é uma mistura de 95% de álcool e 5% de água. Para se obter o álcool absoluto, ou anidro, é necessário retirar os 5% de água presente nele. Isso pode ser realizado misturando-se cal virgem ao álcool e submetendo essa mistura a uma destilação simples. A cal virgem reage com a água, retirando-a da mistura.



No Brasil, o álcool é um importante combustível. A energia liberada em sua queima é responsável pelo funcionamento de muitos tipos de motor. Como o álcool pode se misturar com a água em qualquer proporção, é fácil alterar o álcool combustível acrescentando água, porém essa fraude pode ser detectada medindo-se a densidade do combustível.

Uma forma fácil de conhecer a quantidade de álcool existente em uma amostra comercial é determinando a sua densidade, grandeza que indica a massa de um material que ocupa o volume de 1 mL. Essa determinação é feita através de aparelhos chamados alcoômetros (encontrados acoplados à bomba em muitos pontos de venda de combustível), que, além da densidade, contêm a escala Gay-Lussac, o que permite a leitura direta da quantidade de álcool, em °GL.

O grau Gay-Lussac ($^{\circ}\text{GL}$) é a unidade que expressa a quantidade de álcool (em mL) contida em 100 mL de solução hidroalcoólica, isto é, a percentagem volumétrica de álcool na solução.

A relação existente entre a densidade e a escala Gay-Lussac mostra que as densidades das misturas homogêneas, as soluções, apresentam valores intermediários entre a da substância mais densa e a da menos densa. Assim, em uma mistura de água e álcool, a 20°C , a densidade está entre os valores $1,00\text{ g/mL}$, a da água, e $0,789\text{ g/mL}$, a do álcool.

O valor da densidade vai depender da proporção entre água e álcool. Quando se tem água pura, a densidade da amostra é $1,00\text{ g/mL}$, e, quando a amostra é de álcool puro, se terá $0,789\text{ g/mL}$.

ATIVIDADE 1 Analisando os dados da tabela

1 Analise os dados da tabela que apresenta as densidades e a proporção de álcool na água em diferentes misturas obtidas experimentalmente. A seguir, responda às questões propostas.

Densidade de misturas de álcool e água em diversas composições (a 20°C)	
Composição (volume de álcool em mL, em 100 mL de mistura)	Densidade (g/mL)
0	1,00
10,0	0,990
20,0	0,980
30,0	0,970
40,0	0,940
50,0	0,920
60,0	0,890
70,0	0,860
80,0	0,840
90,0	0,820
100,0	0,790

a) Quando a densidade corresponde a $0,970\text{ g/mL}$, qual é a quantidade de álcool em 1 L de amostra?

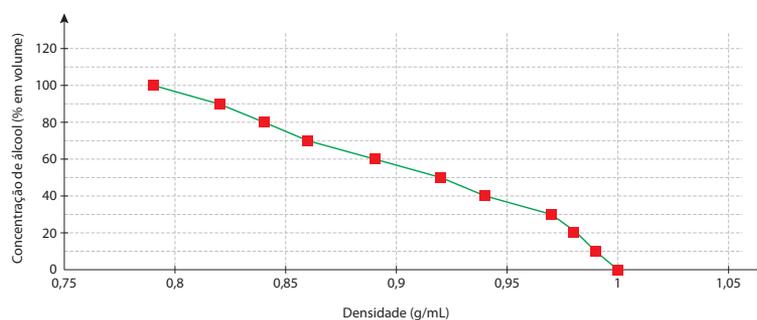
b) Para que o álcool seja considerado absoluto (álcool puro), qual é a densidade que se espera que ele tenha?

c) Supondo que a relação entre as composições e densidades apresentadas pela tabela tenha a mesma tendência com todas as misturas homogêneas, qual das misturas apresentaria maior densidade: uma solução de água e sal contendo 3 g de sal/100 mL da mistura ou uma solução aquosa contendo 5 g de sal/100 mL da mistura? Explique sua resposta. (Dados: densidade da água = 1,00 g/mL; densidade do sal comum = 2,16 g/mL.)

2 Analise agora o gráfico, que relaciona a densidade da mistura água e álcool e o grau Gay-Lussac. Depois, responda às questões propostas.

a) Quando a densidade da mistura é de 0,95 g/mL, qual é, aproximadamente, a concentração de álcool na mistura? Qual seria o valor do °GL (grau Gay-Lussac)?

Concentração de álcool × densidade



b) O álcool que se vende atualmente em farmácias e supermercados apresenta 45 °GL. Qual seria a densidade da mistura e a proporção em volume de álcool nela?

MOMENTO
CIDADANIA



O consumo de bebidas alcoólicas

As bebidas alcoólicas podem causar tanto mal quanto as drogas ditas ilícitas, como maconha, cocaína, crack etc. Muitos não sabem que o álcool é uma droga que causa dependência física e psicológica, e uma das razões para esse desconhecimento é o fato de ele ser tolerado socialmente.

Sabe-se que o efeito relaxante e agradável das primeiras doses, com o aumento do consumo, pode transformar uma pessoa risonha em alguém violento.

Para digerir um copo de vinho, é necessária uma hora – o mesmo tempo que se leva para eliminar o álcool do organismo ao se beber uma dose de um destilado como cachaça, uísque, vodca ou um fermentado, como uma lata de cerveja.

Quando ingerido em grande quantidade ou em pequenas doses diárias, as chances de se adquirir uma doença no fígado, um problema de alcoolismo ou simplesmente sofrer alterações de humor são aumentadas, o que pode predispor o indivíduo a comportamentos sociais inadequados, como o envolvimento em brigas, por exemplo.

Mesmo que nada disso ocorra, os sentidos de quem ingere bebida alcoólica ficam parcialmente anestesiados, tornando o ato de dirigir qualquer veículo extremamente perigoso, visto que a capacidade de reação diante do perigo torna-se mais lenta.

O bom senso de não dirigir nem operar máquinas enquanto o álcool ingerido estiver em ação torna a vida de todos melhor e mais segura.



Você já notou que nos frascos de bebidas alcoólicas aparece a porcentagem de álcool existente? Levando em conta o que acabou de estudar, você acha que essa quantidade poderia ser expressa em graus Gay-Lussac?



DESAFIO

A 25 °C, as massas específicas do etanol e da água, ambos puros, são $0,8 \text{ g cm}^{-3}$ e $1,0 \text{ g cm}^{-3}$, respectivamente. Adicionando 72 g de água pura a 928 g de etanol puro, obteve-se uma solução com 1208 cm^3 de volume.

Assinale a opção que expressa a concentração desta solução em graus Gay-Lussac (°GL).

- a) 98 b) 96 c) 94 d) 93 e) 72

Instituto Tecnológico de Aeronáutica (ITA), 2011. Disponível em: <http://www.vestibular.ita.br/provas/quimica_2011.pdf>. Acesso em: 22 ago. 2014.

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Analisando os dados da tabela

1

- a) Consultando a tabela citada na atividade, você viu que a quantidade de álcool é 30% em volume, ou seja, 300 mL em 1 L da amostra.
- b) A densidade deve ser de 0,79 g/mL. Observe a tabela da atividade.
- c) A solução de concentração de 5 g de sal/100 mL terá maior densidade, pois apresenta maior proporção de sal na mistura, componente mais denso.

Você já estudou as fórmulas que representam as substâncias e como indicar reações químicas por equações. Viu também como relacionar as quantidades de partículas e massas.

Agora, neste tema, você vai aprender como representar a energia envolvida nas transformações. Verá como são classificadas as reações do ponto de vista da energia, uma forma de representá-la nas equações e como calcular seu valor.

O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Procure pensar em transformações que fornecem energia e nas que necessitam dela para ocorrer, como o carvão em brasa em um churrasco e a evaporação da água.

- Alguma vez você já refletiu sobre por que há esses dois tipos de transformação?

Reações exotérmicas e endotérmicas

As reações que acontecem transferindo energia na forma de calor para o ambiente são chamadas de reações exotérmicas (*exo* significa “para fora”). Já as reações que retiram energia do ambiente na forma de calor são denominadas reações endotérmicas (*endo* quer dizer “para dentro”).

As unidades utilizadas para a energia são a caloria (cal), a quilocaloria (kcal), o Joule (J) e o quilojoule (kJ).

Uma caloria corresponde à energia necessária para aquecer 1 g de água, elevando sua temperatura de 14,5 °C para 15,5 °C. As relações entre as unidades estão relacionadas a seguir:

$$1 \text{ cal} = 4,2 \text{ J}$$

$$1 \text{ kcal} = 1.000 \text{ cal}$$

$$1 \text{ kJ} = 1.000 \text{ J}$$

No caso da unidade J, a representação é em letra maiúscula porque o nome dela foi dado em homenagem a James Prescott Joule (1818-1889), físico britânico que descobriu as relações entre o calor e o trabalho mecânico.

Na representação das transformações exotérmicas, a energia é obtida à medida que os produtos são formados; portanto, ela pode ser indicada na equação junto aos produtos. Quando se queima, por exemplo, 1 mol de metano (gás natural), a

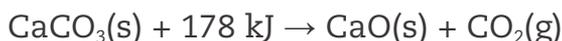
energia liberada é de 890 kJ/mol (890 kJ por mol de CH₄). A equação, já balanceada, representando a energia, fica assim:



A energia é sinalizada junto aos produtos e, por ser liberada na formação deles, é considerada também um produto.

Por outro lado, nas reações que necessitam de energia para ocorrer, as endotérmicas, a energia pode ser representada junto aos reagentes, afinal, para que os reagentes sofram a transformação, é necessário que absorvam energia do ambiente.

Na decomposição do calcário (carbonato de cálcio), por exemplo, formando a cal (CaO) e o gás carbônico (CO₂), é necessário fornecer energia para que o carbonato de cálcio sofra a decomposição. Para decompor 1 mol de carbonato de cálcio, necessita-se de 178 kJ/mol (178 kJ por mol de CaCO₃). A representação da reação pela equação é:



Uma vez indicada a energia na equação, é possível realizar cálculos da mesma forma para que sejam determinados as massas ou o número de mols envolvidos em certa reação.

Observe o exemplo:

Determine a energia liberada na combustão de 2,3 g de álcool (C₂H₆O) utilizando a equação a seguir:



Lê-se assim as informações da equação:

1 mol de C₂H₆O(l) reage com 3 mol de O₂ formando 2 mol de CO₂, 3 mol de H₂O e liberando 1.367 kJ.

Agora, já é possível resolver:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de C}_2\text{H}_6\text{O: } ((2 \cdot 12) + (6 \cdot 1) + 16 = 46) \text{ ————— } 46 \text{ g de C}_2\text{H}_6\text{O} \\ x \text{ mol de C}_2\text{H}_6\text{O ————— } 2,3 \text{ g de C}_2\text{H}_6\text{O} \end{array}$$

$$x = \frac{2,3}{46} = 0,05 \text{ mol de C}_2\text{H}_6\text{O}$$

Analisando a equação, 1 mol de C_2H_6O libera 1.367 kJ; já 0,05 mol vai liberar uma quantidade de energia proporcional.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } C_2H_6O \text{ ————— } 1.367 \text{ kJ} \\ 0,05 \text{ mol de } C_2H_6O \text{ ————— } x \text{ kJ} \\ x = 1.367 \cdot 0,05 = 68,4 \text{ kJ} \end{array}$$

A energia liberada por 2,3 g de C_2H_6O é 68,4 kJ.

Observe mais um exemplo:

Utilizando as informações a seguir, represente a reação para 1 mol do combustível. Queimando totalmente 2,2 g do gás propano (C_3H_8 , um dos gases do GLP), há formação de gás carbônico e água, além de liberação de 111 kJ. Escreva a equação que indica a combustão completa do gás.

A equação deverá apontar as substâncias envolvidas na reação, os valores determinados pela questão e também a energia liberada para as quantidades pedidas. A equação seria:



No balanceamento da equação, nenhuma novidade; atribui-se o valor 1 para o C_3H_8 (três carbonos e oito hidrogênios) e descobre-se a quantidade de CO_2 (três) e de H_2O (quatro).

Para acrescentar a energia envolvida, é preciso calcular qual seria seu valor na queima total de 1 mol de propano. Como são grandezas diretamente proporcionais, pode-se fazer a relação:

1 partícula de $C_3H_8 \rightarrow (3 \cdot 12) + 8 = 44$, então 1 mol de C_3H_8 corresponde a 44 g (sua massa molar)

$$\begin{array}{l} 2,2 \text{ g de } C_3H_8 \text{ ————— } 111 \text{ kJ} \\ 44 \text{ g de } C_3H_8 \text{ ————— } x \text{ kJ} \\ x = 44 \cdot \frac{111}{2,2} = 2.220 \text{ kJ} \end{array}$$

Agora, a equação:



ATIVIDADE 1 Trabalhando a energia nas reações

1 A gasolina é uma mistura, mas será representada aqui como formada por uma só substância, o octano ($C_8H_{18}(l)$). Na combustão total do octano, forma-se apenas gás carbônico ($CO_2(g)$) e água ($H_2O(l)$). Na queima total de 22,8 g de gasolina, há liberação de 1.094 kJ. Represente a queima total de 1 mol de octano, apresentando a energia que seria liberada na reação.

2 Represente a reação da equação e determine a quantidade de energia necessária para a decomposição de 5 g de carbonato de cálcio ($CaCO_3(s)$), formando óxido de cálcio ($CaO(s)$) e gás carbônico ($CO_2(g)$), sabendo-se que a energia para decompor $CaCO_3(s)$ é de 178 kJ/mol.



Representação gráfica de reações exotérmicas e endotérmicas

As reações exotérmicas e endotérmicas podem ser indicadas graficamente. Essa representação parte da ideia de que a energia envolvida na reação está relacionada com o conteúdo de energia dos reagentes e dos produtos.

Observe a análise de uma reação exotérmica, que transfere calor para o ambiente. Como essa energia surge? Uma das leis mais importantes da natureza é a da conservação da energia, o que significa que ela não pode ser criada nem destruída, apenas transformada.

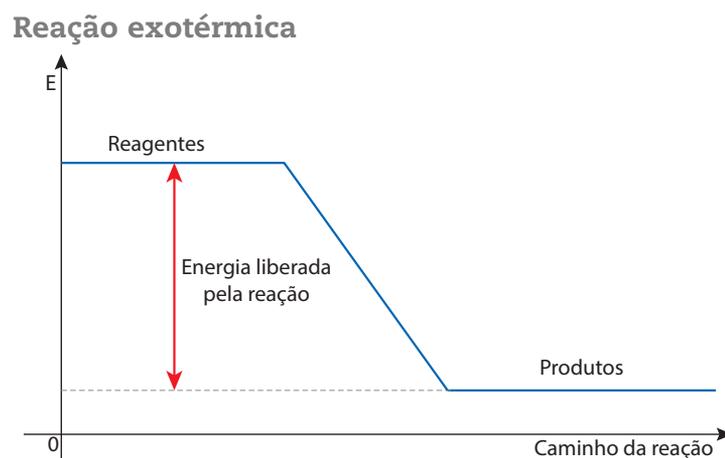
Assim, o conteúdo de energia existente nas substâncias que vão reagir deve ser maior do que aquele que permanece nas substâncias formadas. A diferença entre os conteúdos de energia dos reagentes e dos produtos é a energia liberada na reação.

Veja o exemplo:



Como a energia tem que ser conservada nas transformações (assim como os átomos), o conteúdo de energia dos reagentes (E_R) é igual ao dos produtos (E_P) mais a energia liberada na reação.

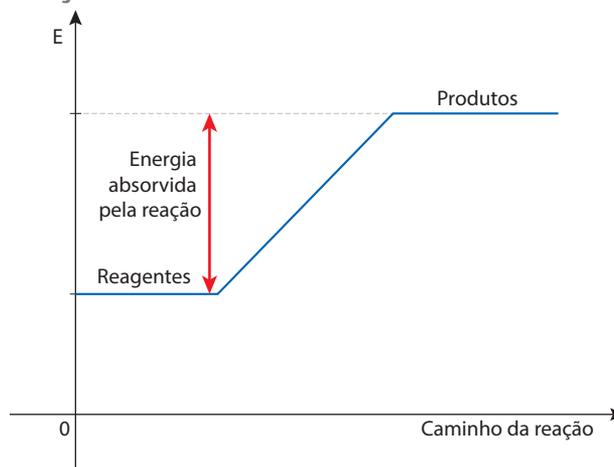
Assim, pode-se representar a reação graficamente. Observe a imagem a seguir, que ilustra esse conceito.



O mesmo pode ser feito com as reações endotérmicas. A energia fornecida para que ocorra a reação vem do ambiente, sendo incorporada ao conteúdo de energia dos produtos. Isto é, a energia fornecida somada ao conteúdo de energia dos reagentes é o conteúdo de energia dos produtos.

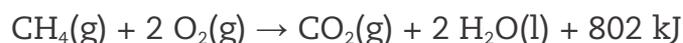
A diferença entre os conteúdos de energia dos reagentes e dos produtos é a energia que foi fornecida à reação.

Reação endotérmica



ATIVIDADE 2 Trabalhando com reações exotérmicas e endotérmicas

1 Observe a equação que representa a queima total do metano (CH_4), ou gás natural:



Agora, com base nas informações fornecidas pela equação, responda às questões a seguir.

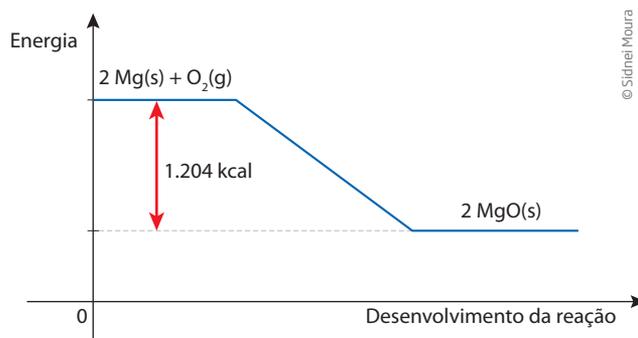
DICA!

Utilize a tabela periódica para encontrar as massas atômicas dos elementos.

a) Represente a reação graficamente, indicando reagentes, produtos e a energia liberada.

b) Calcule a energia liberada na combustão completa de 3 mol de CH_4 .

2 Responda às questões, analisando a reação representada graficamente a seguir:



a) O gráfico representa uma reação exotérmica ou endotérmica? Por quê?

b) Escreva a equação que representa a transformação indicada na figura.

c) Qual é a energia liberada na queima de 2,4 g de magnésio (Mg)?



Você já notou que, nas embalagens dos alimentos industrializados, junto das informações sobre os nutrientes, é apresentado também quantas calorias certa porção dele contém? Qual será a razão para isso?

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Trabalhando a energia nas reações

1 É preciso determinar a energia liberada por 1 mol de octano para acrescentá-la à equação; portanto, calcula-se a massa molar do octano e comparam-se as massas envolvidas com a energia liberada:

Cálculo da massa de 1 partícula de $C_8H_{18} \rightarrow (8 \cdot 12) + 18 = 114$; portanto, 1 mol de C_8H_{18} apresenta massa de 114 g.

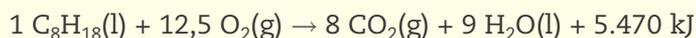
Como 22,8 g de C_8H_{18} libera 1.094 kJ, pode-se calcular quanto de energia será liberada quando há queima 1 mol de C_8H_{18} .

22,8 g de C_8H_{18} ————— 1.094 kJ

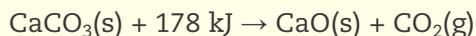
114 g de C_8H_{18} ————— x kJ

$$x = 114 \cdot \frac{1.094}{22,8} = 5.470 \text{ kJ}$$

A equação balanceada é:



2 A equação pode ser escrita traduzindo o texto para a linguagem química:



A equação conta que na decomposição de 1 mol de $CaCO_3$ há absorção de 178 kJ. Transformando para massa, tem-se:

Cálculo da massa de 1 partícula de $CaCO_3 \rightarrow 40 + 12 + (3 \cdot 16) = 100$, então, 1 mol de $CaCO_3$ apresenta massa de 100 g.

100 g de $CaCO_3$ ————— 178 kJ para decompor

5 g de $CaCO_3$ ————— x kJ

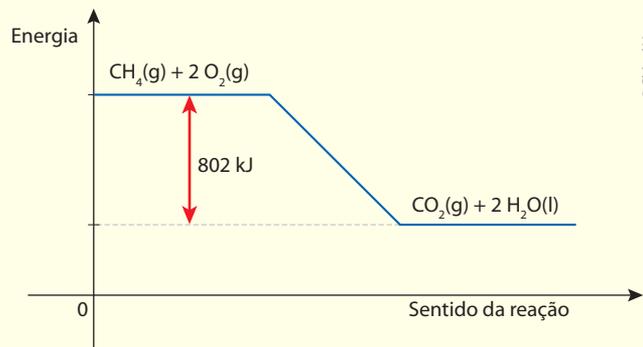
$$x = 178 \cdot \frac{5}{100} = 8,9 \text{ kJ}$$

A energia absorvida para decompor 5 g de $CaCO_3$ é 8,9 kJ.

Atividade 2 - Trabalhando com reações exotérmicas e endotérmicas

1

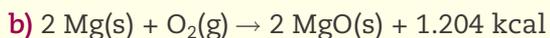
a)



b) Como 1 mol de metano, na combustão completa, libera 802 kJ, 3 mol de metano liberaram uma quantidade de energia três vezes maior: $802 \text{ kJ} \cdot 3 = 2.406 \text{ kJ}$.

2

a) A figura representa uma reação exotérmica: os reagentes apresentam maior conteúdo de energia que os produtos.



c) Segundo a figura, na combustão de 2 mol de Mg, é liberado 1.204 kJ. A massa atômica de Mg é 24; logo, 1 mol de Mg corresponde a 24 g, e 2 mol, a 48 g. Agora, a equação:

2 mol de Mg ————— 1.204 kcal

48 g de Mg ————— 1.204 kcal

2,4 g de Mg ————— x kcal

$$x = 2,4 \cdot \frac{1.204}{48} = 60,2 \text{ kcal}$$



Registro de dúvidas e comentários
