

C E E J A



MUNDO DO
TRABALHO

QUÍMICA

CADERNO DO ESTUDANTE

ENSINO MÉDIO
VOLUME 2

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. 2)

Conteúdo: v. 2. 2ª série do Ensino Médio.
ISBN: 978-85-8312-123-7 (Impresso)
978-85-8312-101-5 (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, Elen Cristina S. K. Vaz Döppenschmitt, Emily Hozokawa Dias, Fabiana de Cássia Rodrigues, Fernando Manzieri Heder, Herbert

Rodrigues, Jonathan Nascimento, Laís Schalch, Liliane Bordignon de Souza, 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; Língua Portuguesa: Kátia Lomba Brakling; 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.

TENHO DÚVIDAS JÁ ESTUDEI **Unidade 1 – A natureza elétrica da matéria, o átomo e a energia atômica9**Tema 1 – A eletricidade e o modelo atômico de Thomson.....9 Tema 2 – A descoberta do núcleo e o modelo atômico de Rutherford17 Tema 3 – Radiações, núcleo atômico e energia nuclear.....26 **Unidade 2 – O átomo, as ligações químicas e as propriedades químicas 40**Tema 1 – O modelo atômico de Bohr e as ligações químicas40 Tema 2 – As propriedades e a estrutura das substâncias moleculares62 **Unidade 3 – Ocorrência de água no planeta Terra71**Tema 1 – Água, um bem que precisa ser preservado71 Tema 2 – Poluição e tratamento da água79 Tema 3 – A água é o nosso principal solvente.....86 **Unidade 4 – Os metais, os ácidos, as bases e os sais 101**Tema 1 – Os ácidos, as bases, os sais e os óxidos101 Tema 2 – Os metais: sua importância econômica e como são obtidos114 Tema 3 – A energia elétrica e as reações de oxirredução128

Caro(a) estudante,

Parabéns por iniciar o Volume 2 do curso de Química. Você deve ter percebido, após o Volume 1, que a Química é uma ciência que usa modelos submicroscópicos e abstratos. Muitas vezes, ficará mais fácil estudar se você solicitar a ajuda de seu professor. Procure participar das atividades para que todo seu esforço seja recompensado.

Neste Volume, você estudará outros modelos desenvolvidos pelos cientistas para o átomo. Verá que as ideias sobre ele foram sofrendo modificações, sempre à luz de novos fatos e que, ainda hoje, o modelo atômico pode sofrer mudanças. Também vai conhecer os modelos desenvolvidos para explicar como os átomos se unem, por meio de ligações químicas, para formar as substâncias, e se aprofundará na forma de ler e entender a tabela periódica, uma generalização que permite prever uma série de características dos elementos químicos e de sua reatividade.

Na Unidade 1, você verá uma breve história da natureza elétrica da matéria, como as radiações orientaram os cientistas no desenvolvimento dos modelos atômicos e, ainda, que, no desenvolvimento desses modelos, várias partículas subatômicas foram identificadas como formadoras dos átomos: os prótons, os elétrons e os nêutrons. Estudará, ainda, o núcleo atômico, as radiações emitidas por ele, bem como fissão e fusão nuclear.

Na Unidade 2, você verá não só o modelo atômico de Bohr e as radiações emitidas pelo movimento dos elétrons no átomo, como também as ligações químicas responsáveis pela união dos átomos e formação das diferentes substâncias. Conhecerá, ainda, as características das ligações entre os átomos, as interações entre as moléculas formadoras das substâncias e algumas de suas propriedades.

A Unidade 3 falará da água, a substância mais importante para a vida. Você conhecerá não só como a água está distribuída em nosso planeta, como é tratada para o consumo e o que se faz com ela após sua utilização, mas também estudará a água como solvente e as diferentes formas de representar as concentrações das soluções.

A Unidade 4 será iniciada com uma discussão sobre como substâncias que possuem uma mesma função química apresentam propriedades semelhantes. Você estudará, ainda, as funções ácido, base e sais. Também poderá aprender um pouco mais sobre os metais: como são obtidos, suas características e reatividade, assim como as reações de oxidação e redução a que podem ser submetidos.

Espera-se que este Volume apresente informações de seu interesse e que você estude com a mesma garra com que estudou o Volume 1. Bom trabalho!

TEMAS

1. A eletricidade e o modelo atômico de Thomson
2. A descoberta do núcleo e o modelo atômico de Rutherford
3. Radiações, núcleo atômico e energia nuclear

Introdução

Embora em lugares do interior do Brasil ainda existam comunidades que vivem sem energia elétrica, não há como negar que se depende muito dela. Sua falta acarreta, geralmente, um enorme transtorno. O conhecimento dos fenômenos elétricos e seu domínio contribuíram (e ainda contribuem) com o avanço das ciências, além de ter permitido a melhora na qualidade de vida das pessoas.

Esta Unidade começará com alguns experimentos sobre a eletricidade, para que você estude alguns fenômenos elétricos e veja como eles influenciaram a concepção dos modelos atômicos. Uma rápida apresentação das características da radioatividade e da energia atômica permitirá a revisão do modelo atômico da época e a construção do modelo atômico vigente.

A eletricidade e o modelo atômico de Thomson **TEMA 1**

Neste tema, você conhecerá alguns fenômenos elétricos e entenderá como eles influenciaram a concepção dos átomos e do modelo atômico de Thomson.

**O QUE VOCÊ JÁ SABE?**

Ao pentear os cabelos em dias secos, é comum que os fios fiquem “rebeldes”, levantando e grudando no pente. Você já viu esse fenômeno acontecer? Já pensou sobre ele?

**Alguns fenômenos elétricos**

Os fenômenos elétricos são conhecidos desde a Antiguidade. Em 600 a.C., o filósofo grego Tales de Mileto observou que uma resina natural, o âmbar, depois de entrar em atrito com a lã, atraía penas e cascas de cereais. Assim, com a observação dessas forças de atração e repulsão, iniciaram-se os primeiros estudos dos fenômenos elétricos. O conhecimento das características das cargas elétricas foi determinante no desenvolvimento dos modelos atômicos.

Agora, você vai iniciar o estudo sobre os fenômenos elétricos realizando alguns experimentos. É recomendável fazê-los em um dia em que a umidade do ar esteja baixa, ou seja, em um dia “seco”. Você vai precisar de:

- dois bastões de plástico, que podem ser canetas esferográficas sem a carga e a tampa;
- um bastão de vidro;
- um pedaço de tecido de lã;
- um pedaço de papel-alumínio;
- uma bolinha de isopor;
- linhas de costura;
- um suporte.

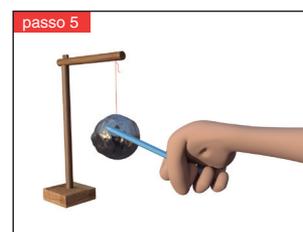
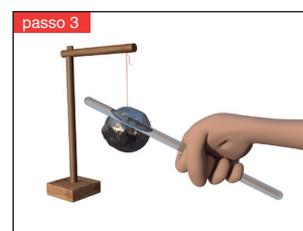


Experimento sobre eletrização I

Cubra a bolinha de isopor com uma camada de papel-alumínio e pendure-a no suporte, como mostra a figura ao lado (passo 1).

Atrite (esfregue) o bastão de vidro com o tecido de lã e aproxime-o da bolinha, sem encostar (passos 2 e 3). Observe o que ocorre. Repita o mesmo procedimento com o bastão de plástico (passos 4 e 5). Observe o que acontece.

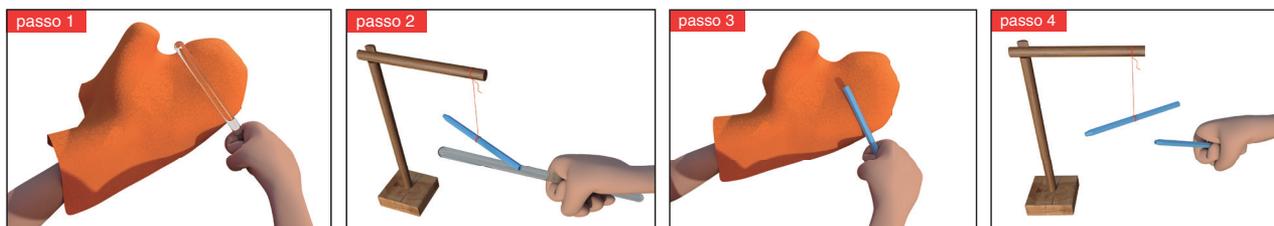
Como você deve ter notado, os dois bastões, quando atritados com o tecido de lã, atraem a bolinha e, depois, a repelem.



Experimento sobre eletrização II

Agora, como mostram as figuras da próxima página, você deve começar atritando o bastão de vidro com o tecido de lã (passo 1). Pendure o bastão de plástico e aproxime dele o bastão de vidro, sem encostar (passo 2). Anote o que observou.

Repita o procedimento anterior só que, dessa vez, deixe o bastão de vidro de lado e utilize um outro bastão de plástico. Atrite-o com o tecido de lã e aproxime-o do bastão de plástico que está pendurado no suporte, sem encostar (passos 3 e 4). Observe o que ocorre.



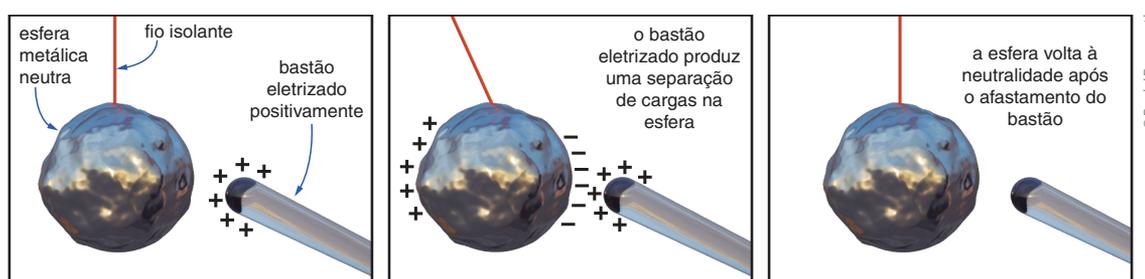
No primeiro caso, percebe-se que o bastão de vidro atrai o bastão de plástico. No segundo, quando os dois bastões de plástico se aproximam um do outro, eles se repelem.

Como explicar o que ocorre nos experimentos?

O fenômeno observado foi explicado já no século XVIII, considerando-se que no bastão de vidro surge uma carga elétrica, que foi chamada de **carga vítrea**, e no bastão de plástico, uma carga elétrica, que foi chamada de **carga resinosa**; na época, o bastão era de âmbar, uma resina. Mais tarde, por convenção, a carga vítrea passou a ser chamada **carga positiva**, e a carga resinosa, **carga negativa**. Depois do atrito do bastão de vidro com o tecido de lã, ele adquire cargas positivas e a lã adquire cargas negativas; no caso do atrito do bastão de plástico com a lã, ele adquire cargas elétricas negativas e a lã fica positivamente carregada.

Uma das características das cargas elétricas é que cargas iguais se repelem e cargas diferentes se atraem, ou seja, cargas positivas são repelidas pelas cargas positivas e atraídas pelas cargas negativas, e vice-versa.

Toda matéria é formada por cargas positivas e negativas, na mesma quantidade, o que dá o caráter neutro dos materiais. Assim, ao aproximar a bolinha dos bastões carregados, ela é eletrizada e sofre atração pelos bastões, não importando de que material eles são, como a ilustração a seguir mostra:



Experimento sobre eletrização I.

Como pode ser observado na ilustração, a bolinha está com carga neutra por apresentar o mesmo número de cargas elétricas positivas e negativas. Ao se aproximar um bastão carregado, as cargas elétricas da esfera se separam e ela



é atraída. Se o bastão estiver carregado positivamente, as cargas positivas dele repelem as cargas positivas da bolinha e atraem suas cargas negativas. O mesmo ocorre se você aproximar o bastão de plástico (ou a caneta) carregado negativamente: suas cargas negativas repelem as cargas negativas da bolinha e atraem as positivas. Quando se afasta da bolinha o bastão (de plástico ou de vidro), as cargas se redistribuem e ela recupera sua neutralidade. Se qualquer um dos bastões encostar na bolinha, ela vai adquirir a carga dele, sendo, então, repelida.

ATIVIDADE 1 Fenômenos elétricos

1 Nos dias secos, é comum, ao pentear os cabelos, que os fios fiquem “rebeldes”, levantando e grudando no pente. Com base no que você viu nos experimentos sobre eletrização, explique esse fenômeno.

2 Por que a matéria se comporta como neutra, do ponto de vista elétrico, se ela é formada por cargas positivas e negativas?

3 A matéria é formada por átomos e apresenta cargas elétricas positivas e negativas. Você considera provável que as cargas elétricas façam parte dos átomos?

ORIENTAÇÃO DE ESTUDO

Produção de resumo

Você já deve ter notado que alguns dos textos informativos estudados em Química são bastante longos, têm muitas informações e exemplos. Produzir um resumo pode ajudá-lo a compreendê-los melhor, pois as ideias centrais presentes neles são sintetizadas.



Para produzir o resumo, é importante realizar a leitura inicial, a fim de conhecer o assunto na íntegra e se aproximar dos conceitos principais do texto.

Após a primeira leitura, você pode retomar o texto e marcar o que julga ser mais relevante, dispensando as ideias secundárias e os detalhes. São as ideias essenciais do texto que vão compor o resumo.

Também é importante lembrar que, no resumo, não se deve copiar partes do texto, mas procurar reescrevê-las com suas palavras. Os fatos não precisam aparecer na ordem do texto original; no entanto, devem ser respeitadas suas relações, sem que a ideia que o autor quis transmitir seja modificada.

Sempre que produzir um texto, qualquer que seja, após sua primeira versão, é importante reler o que foi escrito, a fim de corrigir a ortografia das palavras, substituir uma palavra por outra que pareça melhor, modificar a sequência dos parágrafos, cortar frases, confirmar se o que está escrito é mesmo o que se quer dizer. Esse é o momento da revisão textual e deve ser um procedimento realizado também na produção do resumo.

O modelo atômico de Thomson (1897)

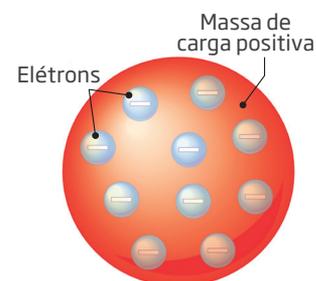
Se a matéria é formada por átomos e também por cargas elétricas, é provável que os átomos apresentem cargas elétricas. Uma série de novos experimentos com eletricidade e transformações químicas, como a obtenção do metal alumínio a partir da bauxita, permitiu aos cientistas identificar as cargas elétricas nos átomos e, mais tarde, caracterizá-las.

O modelo atômico até então aceito era o de Dalton, em que o átomo era considerado uma esfera maciça e indivisível, e átomos de um mesmo elemento apresentavam as mesmas propriedades.

No entanto, o estudo das interações elétricas na matéria possibilitou e exigiu a alteração do modelo de Dalton, acrescentando cargas elétricas ao novo modelo atômico. Nesse contexto, Thomson, cientista que estudava a relação entre alguns fenômenos elétricos e o átomo, propôs o modelo em que o átomo seria uma esfera positiva contendo corpúsculos



Modelo atômico de Dalton.



Modelo atômico de Thomson.



de carga elétrica negativa, adaptando, assim, o modelo atômico de Dalton aos novos fenômenos observados.



VOCÊ SABIA?

Joseph John Thomson, físico inglês, ganhou o Prêmio Nobel de Física em 1906, pela descoberta do elétron. Os estudos realizados por ele não só caracterizaram o elétron, determinando a relação entre carga elétrica e massa da partícula, como também o levaram a concluir que o átomo era formado por elétrons distribuídos em uma massa positiva, como as passas em um pudim.



FICA A DICA!

Faça uma visita aos sites a seguir e aproveite o material que há neles, aprofundando-se nos experimentos realizados por J. J. Thomson.

- e-Química. *Experimento de J. J. Thomson*. Disponível em: <http://www.e-quimica.iq.unesp.br/index.php?Itemid=55&catid=36:videos&id=73:experimento-de-thomson&option=com_content&view=article>. Acesso em: 27 ago. 2014.
- NISENBAUM, Moisés André. *Estrutura atômica*. Disponível em: <http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_estrutura_atomica.pdf>. Acesso em: 27 ago. 2014.

ATIVIDADE

2 Modelos atômicos I

1 Os modelos são representações que pretendem explicar fenômenos que foram observados nos experimentos. Você acha que o modelo atômico de Dalton (visto no Volume 1, Unidade 2) é capaz de explicar a conservação da massa em uma reação química? Explique sua resposta.

2 O modelo atômico de Thomson modificou a ideia que se tinha do átomo até o fim do século XIX. O que foi modificado? Qual a razão?



3 Por que os modelos científicos são modificados ao longo do tempo?



FICA A DICA!

Saiba mais sobre os raios e relâmpagos, descargas elétricas que ocorrem na atmosfera, e sobre os para-raios assistindo ao desenho no site indicado a seguir:

PARANÁ. Secretaria da Educação. *Benjamim Franklin cientista e inventor* – Natureza elétrica dos raios. Disponível em: <<http://www.ciencias.seed.pr.gov.br/modules/video/showVideo.php?video=11362>>. Acesso em: 28 jan. 2015.

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Fenômenos elétricos

- 1 Quando se passa o pente nos cabelos, tanto o pente como os cabelos adquirem cargas elétricas. Como as cargas adquiridas são opostas, eles, pente e cabelos, se atraem.
- 2 O motivo para isso acontecer é o fato de a matéria ser formada pelo mesmo número de cargas elétricas negativas e positivas, de modo que uma anula a outra.
- 3 Sim, já que a matéria é formada por átomos e também por cargas elétricas positivas e negativas. Dessa forma, é possível propor que as cargas elétricas estão nos átomos.

Atividade 2 - Modelos atômicos I

- 1 Sim, pois, segundo Dalton, a matéria é formada por átomos, e as reações são um rearranjo atômico, de modo que o mesmo número de átomos permanece antes e depois das reações. Como os átomos não são criados nem destruídos durante as reações químicas, a massa do sistema se mantém, ou seja, se conserva.
- 2 No texto explicativo, foi possível verificar que a principal modificação do modelo atômico que Thomson propôs foi a existência de cargas elétricas positivas e negativas no átomo. Thomson também identificou o elétron, a partícula negativa de seu modelo atômico. Esse novo modelo foi necessário porque o modelo atômico de Dalton pressupunha que a matéria era constituída por átomos maciços e indivisíveis, o que não explicava sua natureza elétrica.
- 3 Uma explicação possível é a de que os modelos em Ciências são modificados quando novas ideias surgem sobre o que se quer compreender ou para explicar novos fenômenos que o modelo anterior não foi capaz de explicar.

Este tema apresentará os experimentos que levaram à descoberta do núcleo atômico e à elaboração do modelo atômico de Rutherford. O estudo das radiações, desenvolvido por vários cientistas no início do século XX, elucidou vários fenômenos, contribuiu para o desenvolvimento de um novo modelo atômico e deu início à era nuclear. Você verá que já sabe muito sobre o assunto, mas que ainda tem muito a aprender para entender melhor nossa sociedade tecnológica. Faça os exercícios com atenção e anote suas dúvidas para conversar com o professor.



O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Para começar, desenhe um átomo como você imagina que ele seja e explique suas partes.

A energia nuclear é hoje utilizada na produção de energia elétrica, na esterilização de alimentos, na Medicina, para o tratamento do câncer e na realização de diversos exames, na Agricultura e na Indústria etc. Analisando seu desenho, você considera que alguma região do modelo de átomo que você representou pode ser responsável por essa energia?



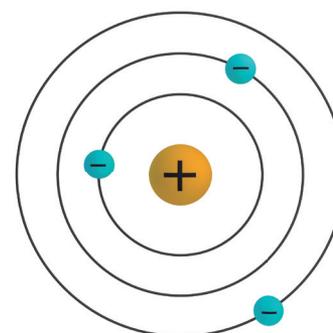
As radiações e o núcleo atômico

O estudo das radiações levou os cientistas a propor novas estruturas para os átomos, cada vez mais complexas e capazes de explicar diversos fenômenos estudados e várias características das substâncias. Um desses novos modelos propostos para o átomo foi o modelo nuclear de Ernest Rutherford.

Ernest Rutherford nasceu em 1871 na Nova Zelândia e graduou-se em Matemática e Ciências Físicas pela Universidade Canterbury (Christchurch, Nova Zelândia). Trabalhou com Thomson em Cambridge, na Inglaterra, e em 1908 ganhou o Prêmio Nobel de Química por seus trabalhos sobre radioatividade e teoria nuclear.

O modelo atômico de Rutherford é bem conhecido e representado em livros de Ciências, em notícias envolvendo os átomos e nos artigos de diversas revistas de divulgação científica. Nesse modelo, ele propôs que o átomo é formado por um núcleo, de densidade enorme e carga positiva, que possui praticamente toda a massa do átomo, e por uma eletrosfera onde estão os elétrons, girando ao redor do núcleo a distâncias enormes, proporcionalmente às dimensões dos átomos. Para se ter uma ideia da relação entre o volume do núcleo e a região por onde os

elétrons giram ao seu redor, imagine o núcleo do tamanho de um grão de areia e os elétrons girando na parte externa de um estádio das dimensões do Maracanã. A figura ao lado mostra como Rutherford imaginou o átomo, só que o desenho não apresenta a escala correta, pois a ilustração não caberia no livro.

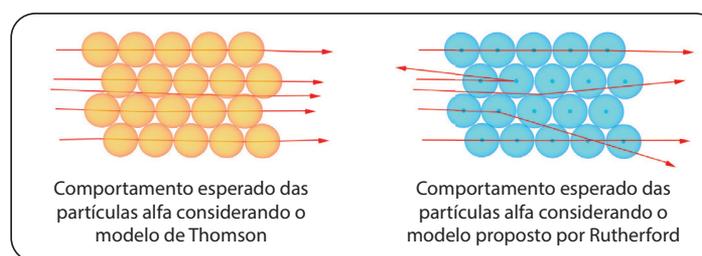
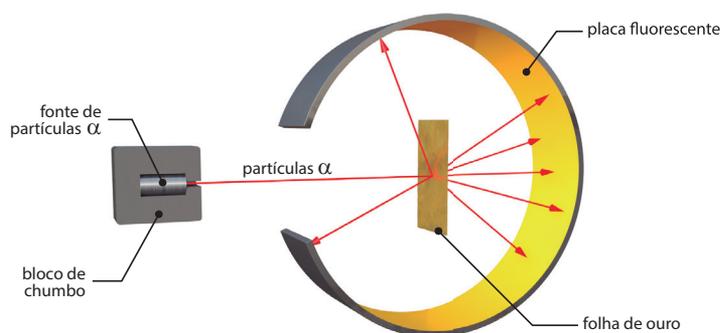


Modelo atômico de Rutherford.

Como Rutherford chegou ao modelo nuclear?

Rutherford estava estudando o efeito que um feixe de partículas, denominadas partículas alfa (α), causaria ao ser dirigido contra uma finíssima folha de ouro. As partículas alfa, como se sabe atualmente, são emitidas pelo núcleo de determinados elementos radioativos que eram, na época, objetos de estudo.

Ele sabia que, em razão de as partículas alfa apresentarem carga positiva, muita energia, massa e tamanho, elas deveriam passar pela folha de ouro sofrendo poucos desvios, pois considerava que os átomos eram maciços, como propunha o modelo de Thomson. Porém, após vários experimentos, ele se surpreendeu, pois, embora a maioria das partículas passasse pela folha, algumas sofriam grandes desvios; outras poucas, ao colidir com a folha, não passavam e voltavam em direção à fonte de partículas alfa. Segundo Rutherford, o ocorrido era tão surpreendente como lançar uma granada contra uma folha de papel de seda, e ela bater na folha e voltar.



O experimento de Rutherford e os modelos atômicos.

Como o modelo atômico de Thomson não bastava para explicar esses fenômenos, Rutherford o modificou, introduzindo a ideia de que o átomo deveria ser formado por um núcleo atômico positivo no qual se concentrava praticamente toda a massa do átomo, e os elétrons, com cargas negativas, girariam ao redor do núcleo a uma longa distância, proporcional às dimensões do átomo.

A ilustração acima mostra o que Rutherford esperava, com base no modelo de Thomson, e o que ocorreu, levando ao modelo proposto por ele.

O modelo nuclear de Rutherford, embora explicasse suas observações, criava um problema físico, pois os estudos desenvolvidos na Física sugeriam que uma partícula carregada eletricamente, positiva ou negativamente, e em movimento, perde energia. Então, ao girar em torno do núcleo, o elétron perderia energia e se aproximaria dele aos poucos, até atingi-lo. Ademais, o modelo de Rutherford não explicava o fato de os elétrons não “caírem” no núcleo, afinal, como você viu no Tema 1 desta Unidade, cargas elétricas opostas se atraem. Esse problema foi resolvido apenas mais tarde, com o modelo atômico de Bohr.

FICA A DICA!

Para se aprofundar no estudo sobre os experimentos de Rutherford e suas teorias sobre o núcleo atômico, acesse os sites a seguir:

- e-Química. *Experimento de Rutherford*. Disponível em: <http://www.e-quimica.iq.unesp.br/index.php?option=com_content&view=article&id=72:experimento-de-rutherford&catid=36:videos&Itemid=55>. Acesso em: 27 ago. 2014.
- SóQ: Portal de Química. *Modelo de Rutherford*. Disponível em: <<http://www.soq.com.br/conteudos/em/modelosatomicos/p3.php>>. Acesso em: 27 ago. 2014.
- SANTOS, Carlos Alberto de. O Indiana Jones do núcleo atômico. *Ciência Hoje*, 27 jun. 2008. Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/do-laboratorio-para-a-fabrica/o-indiana-jones-do-nucleo-atomico>>. Acesso em: 27 ago. 2014.
- FERNANDES, Joana D’Arc G.; OLIVEIRA, Ótom Anselmo de. *Evolução dos modelos atômicos de Leucipo a Rutherford*. Natal: Editora da UFRN, 2006. Disponível em: <<http://docente.ifrn.edu.br/denilsonmaia/evolucao-dos-modelos-atomicos>>. Acesso em: 27 ago. 2014.

ATIVIDADE 1 Modelos atômicos II

1 Caso o átomo fosse como no modelo atômico proposto por Thomson, no experimento de Rutherford, todas as partículas alfa passariam pela folha de ouro ou nenhuma passaria, dependendo da espessura da folha. Explique por que isso ocorreria.

2 Quais fenômenos observados por Rutherford, em seu experimento, levaram-no a propor um núcleo com carga positiva e com praticamente toda a massa do átomo concentrada nele?



3 O modelo atômico de Rutherford propõe que a maior porção do átomo é um espaço vazio, já que os elétrons girariam a distâncias enormes, proporcional às dimensões do átomo. Qual a razão de o modelo de Rutherford ter essas características?



O núcleo atômico e os elementos químicos

A descoberta do núcleo atômico por Rutherford foi o primeiro passo para o desenvolvimento de modelos que explicassem a estrutura do núcleo e suas características. Já em 1886, o físico alemão E. Goldstein, estudando descargas elétricas em gases, havia descoberto a existência de uma partícula de carga positiva e massa quase 2.000 vezes maior que a do elétron, o próton. Rutherford propôs que o próton estivesse localizado no núcleo.

Os estudos sobre a radioatividade identificaram uma radiação nuclear, a radiação beta, como elétrons lançados do núcleo atômico de Rutherford. Para explicar a presença de elétrons no núcleo, criou-se a hipótese de que o núcleo atômico deveria apresentar, além do próton, outra partícula de massa semelhante à do próton, sem carga elétrica e, provavelmente, formada pela união de um próton e um elétron.

Em 1932, o físico inglês James Chadwick provou a existência dos nêutrons, partículas que tinham quase a mesma massa dos prótons e que não possuíam carga elétrica, como previsto por Rutherford. Por essa descoberta e por trabalhos importantes realizados, em 1935, ele ganhou o Prêmio Nobel de Física.

O **núcleo atômico** era formado, portanto, por dois tipos de partícula: os **prótons**, com carga positiva e massa aproximadamente 2.000 vezes maior que a dos elétrons; e por **nêutrons**, sem carga elétrica e com praticamente a mesma massa dos prótons.

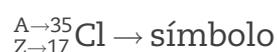
Hoje em dia, sabe-se que no núcleo atômico há muito mais partículas, como neutrinos, pósitrons, *quarks*, entre outras.

O número de prótons no núcleo, denominado número atômico e representado pela letra Z, é que determina a qual **elemento químico** pertence o **átomo**. Assim, os elementos químicos são identificados pelo número atômico da mesma maneira que cada brasileiro é identificado por seu Registro Geral (RG). **Cada elemento químico tem seu número atômico e cada número atômico corresponde a um elemento químico.** Dessa forma, elemento químico é o conjunto de átomos que apresenta o mesmo número atômico ou o mesmo número de prótons no núcleo.



O número total de partículas no núcleo atômico, ou seja, a soma de prótons e nêutrons, responsável pela massa do átomo, é denominado **número de massa** e representado pela letra A. Um elemento químico é identificado apenas pelo número atômico (Z), no entanto, os átomos são caracterizados pelo número atômico (Z) e número de massa (A). Isso ocorre porque os átomos de um mesmo elemento químico não são todos iguais, eles podem diferir quanto a seu número de massa: são os isótopos do elemento.

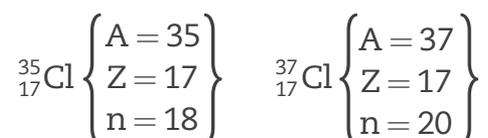
A representação de um átomo leva em conta esses dois números, o atômico (Z) e o de massa (A). Veja, a seguir, a representação de um átomo de cloro (Cl):



A letra A corresponde à soma dos prótons e nêutrons e a letra Z corresponde ao número de prótons existente no núcleo.

Os isótopos de um elemento químico diferem no número de nêutrons existente no núcleo. Átomos isótopos apresentam as mesmas propriedades químicas, mas propriedades físicas diferentes.

Veja a representação de dois isótopos do elemento cloro (Cl):



Nas representações dos isótopos desse elemento, é possível verificar que o primeiro possui 17 prótons (p^+), 17 elétrons (e^-) e 18 nêutrons (n) e que o segundo apresenta 17 p^+ , 17 e^- e 20 n.

Portanto, os átomos de um mesmo elemento não são todos iguais como Dalton propôs nem são indivisíveis.

ATIVIDADE 2 Modelos atômicos III

1 Quais são as partículas presentes no átomo do modelo de Rutherford?



2 Segundo o modelo de Rutherford, quais partículas estão no núcleo do átomo e quais são suas características?

3 Por que a massa de um átomo é dada apenas pelas partículas presentes em seu núcleo?

4 O que caracteriza um elemento químico?

5 O que caracteriza um átomo?

6 Utilizando a tabela periódica (disponível no final deste Caderno), identifique a qual elemento químico os átomos representados a seguir pertencem. Considere que são átomos eletricamente neutros e determine o número de partículas existentes em cada um deles.



© Daniel Beneventi



7 Verificando a tabela periódica, diga quais átomos do exercício anterior são isotopos entre si.



PENSE SOBRE...

Você conhece ou já ouviu falar em algum tipo de radiação? Qual? Você sabe como ela é gerada?



DESAFIO

Leia o texto a seguir.

A aceitação histórica da ideia de que a matéria é composta de átomos foi lenta e gradual. Na Grécia antiga, Leucipo e Demócrito são lembrados por terem introduzido o conceito de átomo, mas suas propostas foram rejeitadas por outros filósofos e caíram no esquecimento. No final do século XVIII e início do século XIX, quando as ideias de Lavoisier ganhavam aceitação generalizada, surgiu a primeira teoria atômica moderna, proposta por _____. Essa teoria postulava que os elementos eram constituídos de um único tipo de átomo, enquanto que as substâncias compostas eram combinações de diferentes átomos segundo proporções determinadas. Quase cem anos depois, estudos com raios catódicos levaram J. J. Thomson à descoberta do _____, uma partícula de massa muito pequena e carga elétrica _____, presente em todos os materiais conhecidos. Alguns anos depois, por meio de experimentos em que uma fina folha de ouro foi bombardeada com partículas alfa, Rutherford chegou à conclusão de que o átomo possui em seu centro um _____ pequeno, porém de massa considerável.

As palavras que preenchem as lacunas correta e respectivamente estão reunidas em

- a) Dalton – elétron – negativa – núcleo
- b) Bohr – cátion – positiva – elétron
- c) Dalton – nêutron – neutra – próton
- d) Bohr – fóton – negativa – ânion
- e) Dalton – próton – positiva – núcleo

Pontifícia Universidade Católica do Rio Grande do Sul (PUC-RS), 2012. Disponível em:
<<http://www.cneonline.com.br/exames-educacionais/vestibular/provas/rs/puc-rs/2012/2o-semester-fase-unica/puc-rs-2012-2-prova-completa-2o-dia-c-gabarito.pdf>>. Acesso em: 28 jan. 2015.

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Modelos atômicos II

- 1** No modelo de Thomson, o átomo seria uma esfera carregada positivamente na qual elétrons, de cargas negativas, ficam distribuídos. Nesse caso, somente a espessura da folha de ouro, isto é, o número de camadas de átomos de ouro, é que determinaria se as partículas alfa a atravessariam ou não. O fato de algumas partículas voltarem, outras serem desviadas e a maioria atravessar não condiz com a ideia de um átomo maciço.
- 2** Para que uma folha de ouro muito fina, com poucas camadas de átomos, barre algumas partículas alfa, é necessária uma pequena região no átomo com grande densidade de massa e carga positiva para repelir as partículas alfa, que têm carga positiva.
- 3** A maior parte do átomo é espaço vazio, porque a maioria das partículas alfa passa pela folha de ouro como se ela não existisse.

Atividade 2 - Modelos atômicos III

- 1** As partículas presentes no átomo do modelo de Rutherford são prótons, elétrons e nêutrons.
- 2** Segundo o modelo de Rutherford, as partículas presentes no núcleo do átomo são os prótons, que são positivos, e os nêutrons, que são partículas semelhantes aos prótons, porém sem carga (essas foram descobertas somente em 1932). Ambas apresentam, aproximadamente, a mesma massa e são responsáveis pela massa dos átomos.
- 3** Como as partículas presentes no núcleo do átomo são os prótons e os nêutrons, e estes têm massa cerca de 2.000 vezes maior que a massa do elétron, esta é considerada desprezível e, portanto, não é contabilizada.
- 4** O que caracteriza um elemento químico é seu número de prótons, ou seja, seu número atômico, que é representado pela letra Z.
- 5** Um átomo é caracterizado por seu número atômico (Z) e seu número de massa (A).
- 6** Os átomos A e C pertencem ao elemento químico flúor, número atômico 9; o átomo B pertence ao elemento químico potássio, número atômico 19; e o átomo D pertence ao elemento cálcio, número atômico 20.

A seguir estão representadas as quantidades de partículas de cada átomo representado.

- A – 9 prótons, 9 elétrons e 9 nêutrons;
- B – 19 prótons, 19 elétrons e 21 nêutrons;
- C – 9 prótons, 9 elétrons e 10 nêutrons;
- D – 20 prótons, 20 elétrons e 20 nêutrons.



Neste tema, você vai conhecer os diferentes tipos de radiação emitida pelo núcleo do átomo, conhecidos por radiações nucleares. Verá também que as transformações nucleares geram energia e o modo como uma usina nuclear pode produzir energia elétrica.

Leia os textos com atenção, resolva as atividades e anote as dúvidas para os encontros com seu professor.



O QUE VOCÊ JÁ SABE?

As usinas nucleares são usadas na produção de energia elétrica a partir de reações que envolvem os núcleos dos átomos. Você já pensou como elas transformam a energia nuclear em energia elétrica?



As radiações e a radioatividade

O medo que muitas pessoas têm quando ouvem as palavras radiação e radioatividade é decorrente da desinformação sobre o assunto. Desde o surgimento do planeta Terra, as radiações estão presentes. Nós convivemos com radiações e com a radioatividade desde o início de nossa existência, já que são manifestações naturais.

As radiações são uma forma de transmissão de energia a distância que não necessita de um meio para se propagar, podem ser transmitidas através do vácuo absoluto. É possível classificá-las em dois tipos: as corpusculares e as ondas eletromagnéticas.

As corpusculares, como o nome indica, são formadas por partículas diminutas caracterizadas por sua massa, velocidade e carga elétrica; são as responsáveis por emissões de elétrons, de prótons, de nêutrons e outros tipos de partícula. Diferenciam-se pela energia, carga elétrica, massa, poder de penetração e ação sobre os seres vivos.

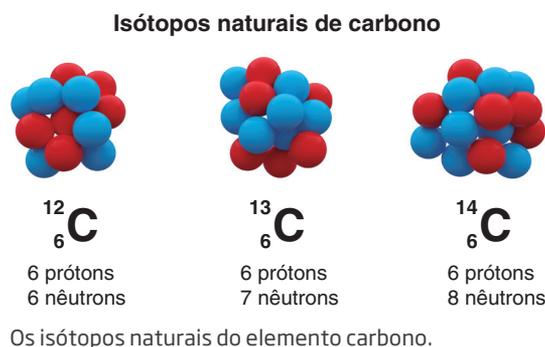
Certas ondas eletromagnéticas são bastante conhecidas, como a luz visível, os raios X, as radiações ultravioleta, infravermelha, gama etc. São radiações que se propagam na forma de ondas constituídas por um campo elétrico perpendicular a um campo magnético; por isso são chamadas de ondas eletromagnéticas.



Radioatividade

Os fenômenos radioativos são todos oriundos do núcleo atômico. As radiações nucleares, a fissão (quebra de núcleos) e a fusão (união de núcleos) utilizadas na fabricação de armas nucleares e, no caso da fissão, também utilizada nas usinas nucleares, são todos processos que ocorrem no núcleo de determinados átomos.

Como a radioatividade está ligada ao núcleo atômico, ela é uma característica do átomo, e não do elemento químico. Muitos elementos são formados por isótopos radioativos e isótopos não radioativos. O elemento carbono, por exemplo, apresenta o isótopo carbono-14, que é radioativo e utilizado para determinar a idade de artefatos (objetos) que podem ter até 50.000 anos; o isótopo carbono-12, que não é radioativo e representa a maior parte dos átomos do elemento carbono na natureza; e o carbono-13, isótopo natural estável, corresponde a 1,1% do carbono existente na natureza. Veja a figura, que mostra esses isótopos.



A relação existente entre o número de prótons e o número de nêutrons pode produzir instabilidade nuclear. Os átomos que apresentam núcleos instáveis são radioativos, ou seja, a radioatividade é gerada pela instabilidade do núcleo atômico.

As forças que mantêm os prótons e os nêutrons unidos no núcleo do átomo são chamadas **forças nucleares**. As reações nucleares envolvem transformações no núcleo atômico e, como as forças nucleares são muito fortes, a quantidade de energia liberada nessas reações é milhões de vezes maior que a energia das transformações químicas, que são rearranjos de elétrons.

As armas nucleares são extremamente destrutivas por causa da enorme energia liberada nas reações nucleares. Essa energia pode também ser convertida em energia elétrica nas usinas term nucleares. Existem dois tipos de reações nucleares, as de fusão e as de fissão. Você entenderá a seguir como essas reações ocorrem e como uma usina nuclear pode produzir energia elétrica.

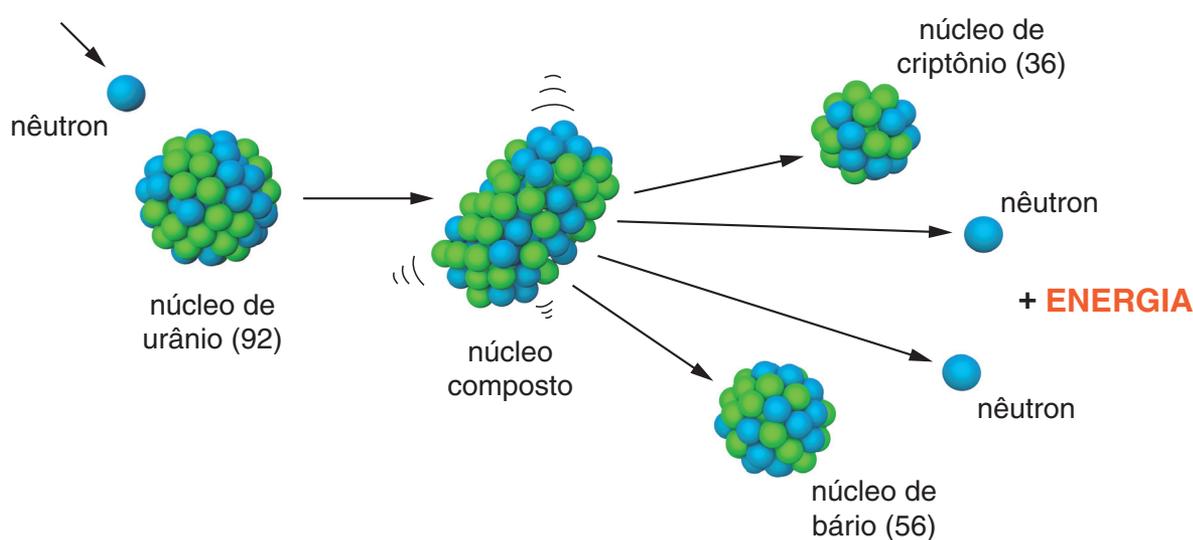
Reações nucleares

As usinas term nucleares são parecidas com as usinas termelétricas; a diferença entre elas está justamente na forma como ambas obtêm a energia elétrica. Enquanto a termelétrica produz vapor de água em alta pressão por meio de queima

de combustível fóssil (carvão ou óleo combustível), a termonuclear também produz vapor de água em alta pressão, porém mediante reações de fissão nuclear.

A reação nuclear que ocorre em um reator nuclear é semelhante à que acontece em uma bomba atômica, só que a primeira é controlada. Alguns elementos radioativos possuem a propriedade de sofrer fissão, ou seja, seus núcleos se quebram e há formação de dois novos núcleos menores e uma enorme energia é liberada.

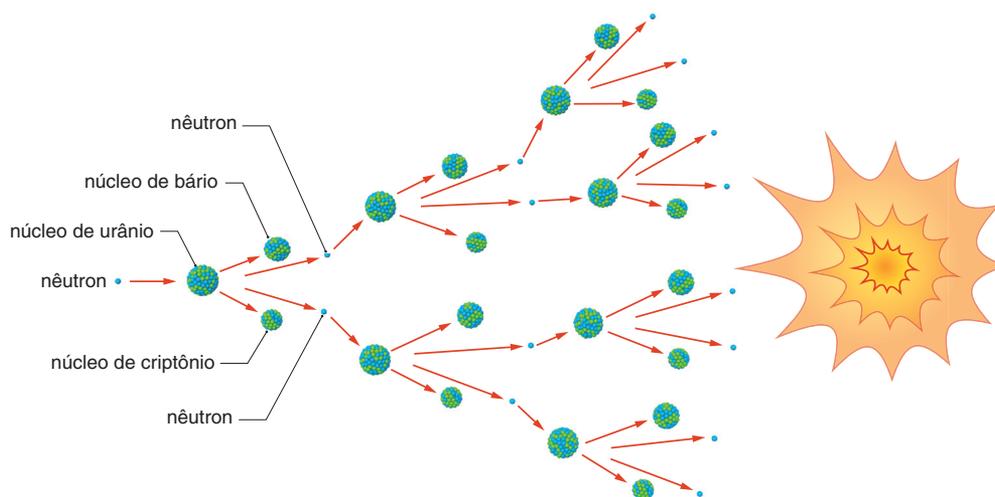
A reação pode ocorrer quando o núcleo de elementos instáveis é bombardeado por nêutrons, ocorrendo sua fissão, ou quebra. Veja a representação.



Representação da fissão nuclear do urânio.

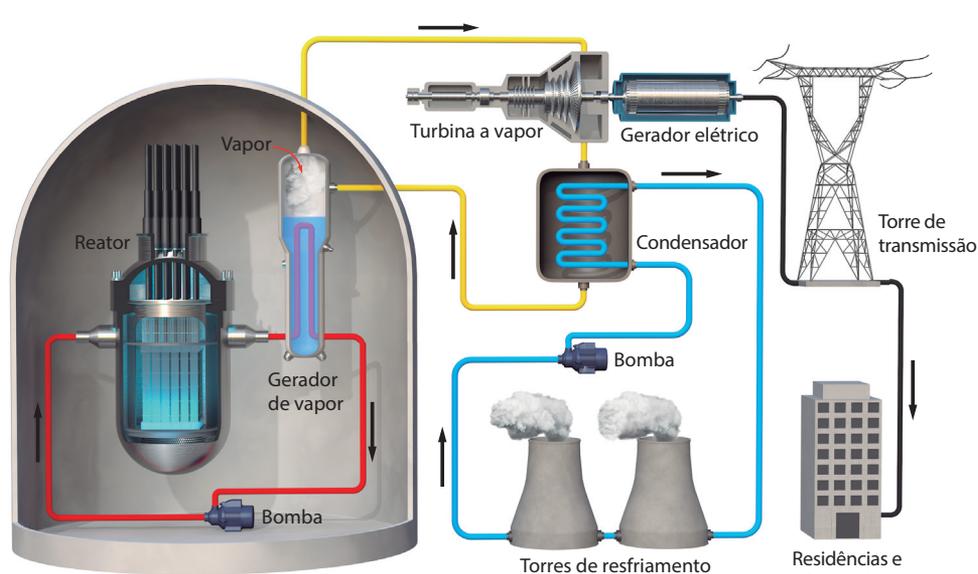
A fissão é um fenômeno natural que pode ocorrer entre os átomos de urânio, por exemplo. Na natureza, o urânio é encontrado na forma de sais e a maior parte de seus átomos, embora radioativos, não são físséis; apenas o isótopo urânio-235 sofre fissão com facilidade.

Para seu uso na bomba atômica, grandes quantidades do isótopo físsil do urânio devem ser separadas do urânio natural. Ao se concentrar o urânio-235 acima de 80%, forma-se a chamada **massa crítica**, na qual a quebra dos átomos ocorre com muita rapidez, de maneira autossustentada. Nessa reação, assim que são atingidos por nêutrons, os primeiros átomos são quebrados, e, então, liberam-se dois outros nêutrons que vão quebrar dois outros átomos de urânio, e o processo se repete, provocando a quebra de uma enorme quantidade de átomos em curtíssimo tempo. Por esse motivo, essa reação é chamada de **reação em cadeia**. Além de ocorrer com enorme rapidez, ela libera uma grande quantidade de energia, que gera a explosão. A figura a seguir representa uma reação em cadeia.



Reação em cadeia em uma bomba atômica e também nos reatores nucleares.

A reação nuclear que ocorre nas bombas atômicas e nos reatores nucleares é quase a mesma, a diferença é que nos reatores ela é controlada e a concentração de urânio-235 é de 5%, muito menor que a concentração nas bombas, que, em geral, é de aproximadamente 80%. Assim, é possível obter a quantidade de energia elétrica necessária sem o perigo de uma explosão. Enquanto no caso das bombas a energia é utilizada para a destruição, a energia nos reatores é utilizada para aquecer a água até formar vapor, que vai girar as turbinas da usina nuclear e gerar energia elétrica. Veja, a seguir, o esquema do funcionamento de uma delas.



Esquema de funcionamento de uma usina nuclear.

No vaso de contenção, o material físsil (combustível atômico) gera energia nas fissões aquecendo a água do circuito primário, que aquece a água do circuito secundário,

que, por sua vez, vaporiza-se e gira as turbinas que transformarão a energia de movimento em energia elétrica. As barras de controle permitem que a reação em cadeia seja controlada, absorvendo parte dos nêutrons liberados nas fissões.

O Brasil possui duas usinas termonucleares em funcionamento em Angra dos Reis, município do Rio de Janeiro. Uma terceira, que estava desmontada, agora está sendo reerguida e espera-se que entre em funcionamento em 2018.

O bombardeamento de núcleos atômicos instáveis, além de produzir energia, também é utilizado na obtenção de isótopos artificiais utilizados na Medicina e no estudo das partículas subatômicas.

As reações de fusão nuclear, a fonte de energia do Sol e das estrelas, unem átomos mais leves formando átomos mais pesados. As reações de fissão, por sua vez, promovem a quebra de átomos mais pesados em átomos mais leves. A reação de fusão mais conhecida é a que ocorre no Sol entre átomos de hidrogênio, formando átomos de hélio e liberando radiação beta.

As equações ao lado representam uma das possíveis reações de fusão do hidrogênio formando o hélio.

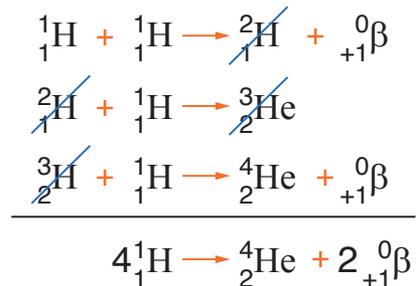
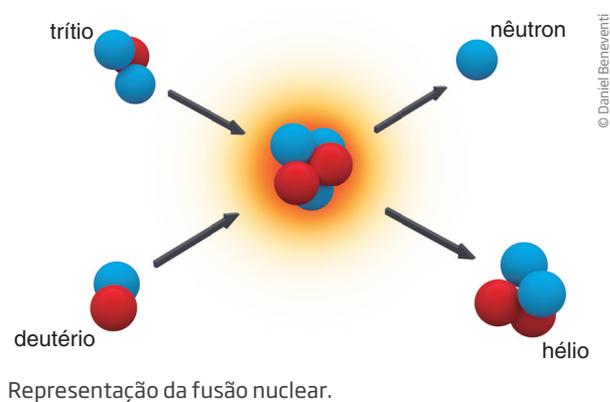
A primeira equação representa a fusão de dois átomos do isótopo hidrogênio-1 formando um átomo do isótopo hidrogênio-2, também denominado deutério, e liberando uma partícula beta.

A segunda equação representa a fusão do isótopo hidrogênio-2 com o isótopo hidrogênio-1 formando o isótopo hidrogênio-3, também denominado trítio.

A terceira equação representa a fusão do isótopo hidrogênio-3 com o isótopo hidrogênio-1 formando o isótopo hélio-4 e uma partícula beta.

A quarta equação representa a soma das reações que ocorreram, representando a reação final.

As reações de fusão nuclear, que ocorrem nas estrelas, são responsáveis pela formação dos elementos químicos. Quando uma estrela morre e explode, lança no Universo os elementos produzidos nesse processo; estes, por sua vez, mais tarde darão início à formação de novos corpos celestes.





Toda a energia liberada na fissão e na fusão nucleares se deve à transformação de parte da massa dos átomos em energia.

A utilização de material radioativo exige uma série de cuidados com sua manipulação e seu armazenamento. Além disso, o problema do descarte do lixo nuclear ainda não está resolvido de forma satisfatória.

Os cuidados citados são necessários, pois as radiações emitidas por fontes radioativas podem causar uma série de problemas, contaminando regiões, alimentos e causando doenças. Após realizar a atividade a seguir, você verá quais são essas radiações e como elas podem ser utilizadas em nosso benefício.

FICA A DICA!

Caso você queira conhecer mais o assunto, acesse o link a seguir. Você verá uma apostila produzida pela Comissão Nacional de Energia Nuclear (CNEN) sobre a energia nuclear. Disponível em: <<http://www.cnen.gov.br/ensino/apostilas/energia.pdf>>. Acesso em: 27 ago. 2014.

VOCÊ SABIA?

O combustível nuclear utilizado nas usinas, com o passar do tempo, não fornece mais a energia necessária para a produção de energia elétrica. Quando isso acontece, há duas possibilidades: o combustível usado é considerado lixo nuclear, ou uma parte do combustível usado pode ser recuperado, gerando um resíduo que é também considerado lixo nuclear. Tanto em um caso como no outro, o lixo é composto por vários isótopos radioativos que apresentam potencial perigo ao meio ambiente e aos seres humanos.

ATIVIDADE 1 Energia nuclear

- 1 Explique o que é uma reação de fissão nuclear.

- 2 A energia emitida pelo Sol e por todas as outras estrelas é obtida de que tipo de reação nuclear?

- 3 Como a energia nuclear é transformada em energia elétrica em uma usina nuclear?



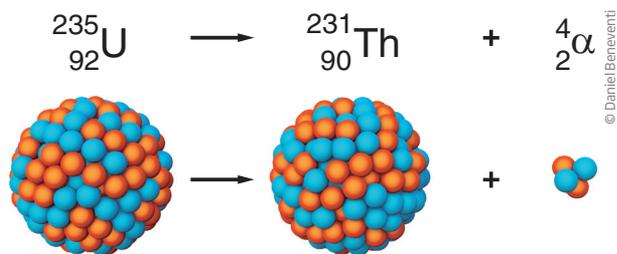


As radiações nucleares

Existem vários tipos de radiação nuclear. Você conhecerá três radiações importantes: a radiação alfa (α), a radiação beta (β) e a radiação gama (γ).

Radiação alfa

A radiação alfa é formada por partículas que contêm dois prótons e dois nêutrons, como o núcleo do elemento hélio. É positiva, apresenta a maior massa entre os tipos de radiação que você estudará e possui baixa capacidade de penetração. É emitida por elementos pesados, de elevado número atômico, como o urânio, o tório e o rádio. Quando um átomo radioativo emite uma partícula alfa, ele sofre uma transformação, chamada também de decaimento, dando origem a um novo elemento químico com número atômico menor. A ilustração acima representa uma emissão alfa.



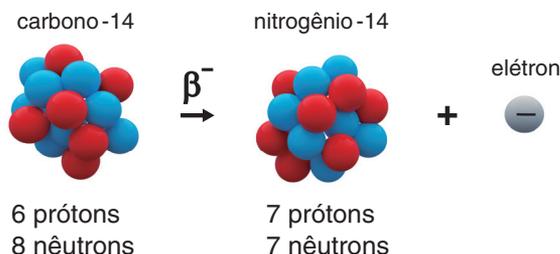
Radiação beta

A radiação beta é formada por elétrons ejetados de núcleos instáveis de alguns átomos. A emissão de elétrons do núcleo do átomo é explicada pela transformação de um nêutron em um próton, que fica no núcleo, e em um elétron, que é lançado para fora do núcleo. Também é uma radiação formada por partículas, apresenta carga elétrica negativa, pequeníssima massa e maior poder de penetração do que a radiação alfa.

Ao sofrer emissão beta, o número de prótons aumenta. Dessa forma, o número atômico também aumenta; logo, o átomo transforma-se em outro, com um número atômico maior. Veja a equação a seguir:



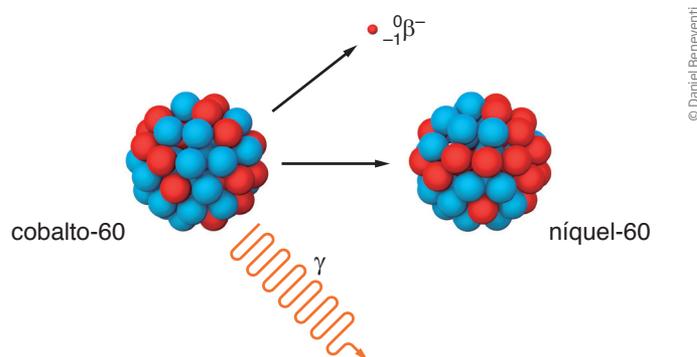
© Daniel Beneventi



Emissão beta. Estão representados os **núcleos** dos átomos de C-14 e de N-14, assim como um elétron.

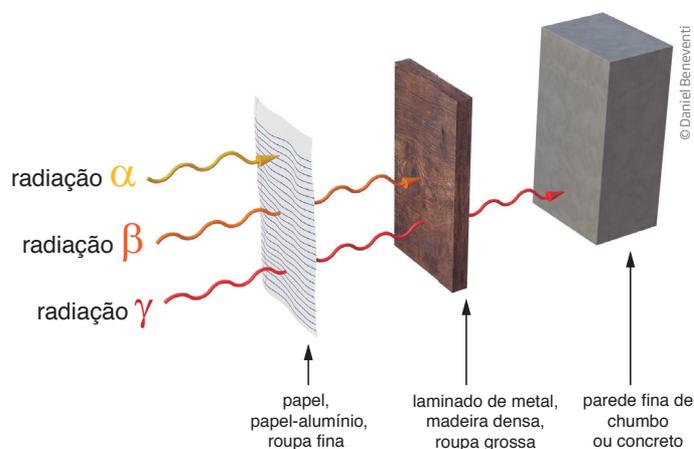
Radiação gama

A radiação gama, ao ser emitida, não altera o número atômico e o número de massa do átomo e, portanto, não é representada por equação. É uma radiação eletromagnética de alta energia e apresenta o maior poder de penetração entre as três radiações estudadas. É, em geral, emitida em conjunto com as partículas alfa ou beta, diminuindo a energia do núcleo.



Radiação gama (γ) é uma onda eletromagnética de alta energia.

A figura a seguir representa o poder de penetração das radiações alfa (α), beta (β) e gama (γ).



O poder de penetração de algumas radiações nucleares.

As radiações são utilizadas em diferentes segmentos, veja alguns exemplos a seguir:

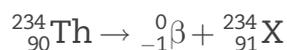
- **Medicina:** no tratamento de alguns tipos de enfermidade (como o câncer) e em alguns exames.
- **Indústria:** na detecção de vazamentos, esterilização de alimentos industrializados, detecção de fumaça, no processamento de polímeros e beneficiamento de gemas (pedras preciosas).
- **Agricultura:** na irradiação de sementes para produzir sementes de melhor qualidade.

ATIVIDADE 2 Radiações

1 Átomos que apresentam núcleos instáveis podem emitir radiação alfa, beta ou, ainda, gama. Quais são as características de cada uma dessas radiações?

2 Quando um átomo radioativo de determinado elemento emite uma radiação alfa (α), ele é transformado em um átomo de um elemento diferente do original. Explique esse fenômeno.

3 A equação a seguir representa a emissão de radiação beta do elemento tório. Qual o elemento X formado a partir dessa emissão?



4 Caso um elemento radioativo emita apenas a radiação gama (γ), após a emissão, não há formação de um novo elemento. Explique esse fenômeno.

DICA!

Consulte a tabela periódica para responder a esta questão.



PARA SABER MAIS

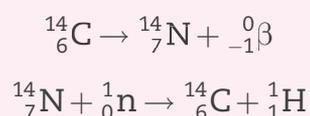


Medindo tempo com a radioatividade

Uma amostra que contém um isótopo radioativo reduz sua atividade e a quantidade de energia emitida à medida que sofre desintegração radioativa. O tempo necessário para que metade dos isótopos radioativos de uma amostra sofra desintegração é chamado de meia-vida ($t_{1/2}$). Após esse tempo, a metade dos isótopos radioativos que restou levará o mesmo tempo, a meia-vida, para se reduzir novamente à metade, isto é, $\frac{1}{4}$ da quantidade inicial, e o processo se repete até que não se note mais atividade radioativa na amostra.

Assim, durante cada meia-vida, metade dos átomos radioativos da amostra se desintegra. Graças a essa característica, é possível determinar o tempo que um isótopo radioativo permanecerá em um paciente que se submeteu a um exame ou a um tratamento com materiais radioativos, o tempo necessário para a descontaminação de uma região em que houve um acidente nuclear e a idade de objetos muito antigos.

A datação pelo carbono-14 é muito utilizada para determinar a idade de ossadas e artefatos que contenham o elemento C e que não tenham mais de 50.000 anos. Todo organismo vivo mantém uma relação constante entre C-12 (isótopo de carbono de número de massa 12) e C-14 (isótopo de carbono de número de massa 14). E, embora o C-14 seja radioativo e se desintegre com o tempo, a proporção C-12 e C-14 nos organismos vivos é constante, pois os organismos trocam átomos de C com a natureza no processo de alimentação, respiração etc. Na natureza, essa proporção é constante, porque, à medida que o C-14 se desintegra, novos átomos de C-14 são formados na atmosfera pelas reações:



Assim, como na natureza a proporção de C-12 e C-14 é constante, nos organismos vivos ela também será.

Quando o organismo morre, não há mais trocas com o ambiente, portanto, a proporção de C-14 vai diminuindo e não é repostada. Quando se compara a proporção de C-14 existente em um fóssil com a existente na natureza, pode-se determinar sua idade. Por meio dessa técnica, também é possível determinar a idade de materiais de cerâmica, papel, tecidos naturais, ou seja, de qualquer coisa que contenha átomos de carbono.

Por exemplo, suponha que um tecido tenha sido encontrado em uma ruína. Para saber sua idade, deve-se calcular a proporção de C-14 existente no tecido e sua concentração na natureza. Se a quantidade encontrada no tecido for igual a $\frac{1}{8}$ da existente na natureza, e sabendo que a meia-vida do C-14 é de 5.700 anos, calcula-se a idade:

$$1 \xrightarrow{\frac{1}{2}\text{vida}} \frac{1}{2} \xrightarrow{\frac{1}{2}\text{vida}} \frac{1}{4} \xrightarrow{\frac{1}{2}\text{vida}} \frac{1}{8}$$

Como cada meia-vida é de 5.700 anos, logo, $5.700 \cdot 3 = 17.100$ anos.

Utilizando o isótopo adequado, pode-se determinar a idade de fósseis pré-históricos, de nosso planeta etc.



A substituição da energia nuclear para a obtenção da energia elétrica por fontes alternativas como a solar e a eólica é um tema muito discutido atualmente. Os principais problemas enfrentados para que essa substituição aconteça é que o valor para a implementação de parques de energia alternativa ainda é muito alto e a quantidade de energia obtida ainda é pequena, de modo que não é possível ainda abandonar totalmente as formas tradicionais de produção (termonuclear, termelétrica e hidroelétrica). As fontes consideradas alternativas podem ser boas para comunidades distantes das linhas de transmissão de energia elétrica gerada por meio das formas tradicionais?



DESAFIO

1 Assinale a alternativa que preenche corretamente a lacuna do parágrafo abaixo.

O Sol é a grande fonte de energia para toda a vida na Terra. Durante muito tempo, a origem da energia irradiada pelo Sol foi um mistério para a humanidade. Hoje, as modernas teorias de evolução das estrelas nos dizem que a energia irradiada pelo Sol provém de processos de _____ que ocorrem no seu interior, envolvendo núcleos de elementos leves.

- a) espalhamento c) fissão nuclear e) combustão
b) fusão nuclear d) fotossíntese

Universidade Federal do Rio Grande do Sul (UFRGS), 2000. Disponível em: <<http://www.cneconline.com.br/exames-educacionais/vestibular/provas/rs/ufrgs/2000/fase-unica/ufrgs-2000-0-prova-completa-c-gabarito.pdf>>. Acesso em: 22 set. 2014.

2 O funcionamento de uma usina nucleoeletrica típica baseia-se na liberação de energia resultante da divisão do núcleo de urânio em núcleos de menor massa, processo conhecido como fissão nuclear. Nesse processo, utiliza-se uma mistura de diferentes átomos de urânio, de forma a proporcionar uma concentração de apenas 4% de material físsil. Em bombas atômicas, são utilizadas concentrações acima de 20% de urânio físsil, cuja obtenção é trabalhosa, pois, na natureza, predomina o urânio não-físsil. Em grande parte do armamento nuclear hoje existente, utiliza-se, então, como alternativa, o plutônio, material físsil produzido por reações nucleares no interior do reator das usinas nucleoeletricas. Considerando-se essas informações, é correto afirmar que

- a) a disponibilidade do urânio na natureza está ameaçada devido à sua utilização em armas nucleares.
b) a proibição de se instalarem novas usinas nucleoeletricas não causará impacto na oferta mundial de energia.
c) a existência de usinas nucleoeletricas possibilita que um de seus subprodutos seja utilizado como material bélico.
d) a obtenção de grandes concentrações de urânio físsil é viabilizada em usinas nucleoeletricas.
e) a baixa concentração de urânio físsil em usinas nucleoeletricas impossibilita o desenvolvimento energético.

Enem 2006. Prova amarela. Disponível em: <http://download.inep.gov.br/educacao_basica/enem/provas/2006/2006_amarela.pdf>. Acesso em: 27 ago. 2014.

MOMENTO
CIDADANIA

Energia nuclear

O símbolo que era utilizado para indicar material radioativo possuía um círculo central, representando a fonte radioativa, e três pás, correspondentes às radiações alfa, beta e gama. É conhecido por Trifólio, o mesmo nome dado para o trevo de três folhas.

Os símbolos procuram representar a realidade e, para alcançar esse objetivo, é necessário que ele seja entendido. Infelizmente, nem sempre é isso que acontece.

No Brasil, ocorreu um grave acidente nuclear decorrente do desconhecimento do significado do símbolo usado para alertar o perigo do contato com material radioativo. Em 1987, um aparelho utilizado em radioterapia foi, de forma irresponsável, abandonado no Instituto Goiano de Radioterapia. A agência governamental responsável não fiscalizou a região como deveria, e o aparelho foi achado por catadores de papel e vendido para um ferro velho. Lá, foi desmontado pelos trabalhadores que não sabiam do que se tratava. O problema é que a cápsula que continha o material radioativo, o céσιο-137, emissor de radiações de grande energia, foi aberta, e os trabalhadores ficaram encantados ao ver o brilho do material radioativo que emitia luz azulada no escuro. O material foi levado para a casa dos trabalhadores, manipulado por diversas pessoas e espalhado por uma grande região adjacente, contaminando e causando a morte de muitos e deixando graves sequelas em outros.

Com o objetivo de reduzir mortes desnecessárias, a Agência Internacional de Energia Atômica, com a Organização Internacional para a Padronização, criou um novo símbolo, com uma mensagem mais evidente, como se vê na figura ao lado.

Os símbolos que representam *Perigo* e *Mantenha-se afastado*, utilizados nessa nova mensagem, são mais claros que o utilizado anteriormente.



Antigo símbolo indicativo da radioatividade.

FICA A DICA!

Para mais informações sobre o acidente nuclear ocorrido na cidade de Goiânia, veja: <http://www.saude.go.gov.br/index.php?idMateria=85873>. Acesso em: 27 ago. 2014.



Novo símbolo para materiais radioativos.

Conhecer a representação pode evitar acidentes como o de Goiânia. Seria bom que todos compreendessem os símbolos que alertam sobre o perigo. Muitos caminhões que carregam produtos inflamáveis ou tóxicos possuem símbolos gravados na carroceria e cada um deles tem um significado. O ideal seria que todas as pessoas soubessem seus significados.



FICA A DICA!

Os links a seguir mostram os vários símbolos utilizados para identificar materiais que possam causar algum mal:

- Conselho Regional de Química – IV Região. Transporte de produtos perigosos. Disponível em: <http://www.crq4.org.br/quimicaviva_produtos_perigosos>. Acesso em: 27 ago. 2014.
- Agência Nacional de Transportes Terrestres. Produtos perigosos. Disponível em: <<http://www.antt.gov.br/index.php/content/view/13101/Cartilhas.html>>. Acesso em: 27 ago. 2014.



VOCÊ SABIA?

Como foi visto, em 1987, ocorreu o acidente radiológico na cidade de Goiânia com o isótopo radioativo céσιο-137. Algumas pessoas foram expostas à radiação emitida por esse isótopo e outras tiveram contato físico direto com o isótopo radioativo.

Uma pessoa que tenha sido exposta a uma radiação sofre sua ação, mas não passa a irradiar, pois para que isso aconteça é necessário que o material radioativo fique impregnado de alguma forma em seu corpo.

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Energia nuclear

- 1 A fissão nuclear é a quebra de núcleos de determinados átomos quando são atingidos por um nêutron, formando dois núcleos menores e emitindo nêutrons que poderão quebrar outros núcleos.
- 2 A reação responsável pela energia emitida pelo Sol e por outras estrelas é a fusão nuclear, ou seja, é a união de dois núcleos de elementos mais leves para formar um elemento mais pesado.
- 3 A energia liberada na fissão nuclear aquece a água, transformando-a em vapor, que gira as turbinas geradoras de energia elétrica.

Atividade 2 - Radiações

- 1 As características das radiações alfa, beta e gama são as seguintes: a radiação alfa é formada por partículas positivas que contêm dois prótons e dois nêutrons (igual ao núcleo de um átomo de hélio), é a radiação de menor poder de penetração e é emitida por elementos pesados; a radiação beta é negativa, formada por elétrons emitidos na transformação de um nêutron em um próton e seu poder de penetração é maior que o das partículas alfa; a radiação gama é uma radiação

TEMAS

1. O modelo atômico de Bohr e as ligações químicas
2. As propriedades e a estrutura das substâncias moleculares

Introdução

Nesta Unidade, você será apresentado ao modelo atômico de Bohr e às ligações químicas que constituem as substâncias. Também conhecerá as interações existentes entre as partículas, que determinam as propriedades das substâncias.

TEMA 1 O modelo atômico de Bohr e as ligações químicas

O objetivo deste tema é apresentar o modelo atômico de Bohr, algumas propriedades dos átomos e as ligações químicas, que são modelos desenvolvidos para explicar como os átomos se unem para formar as substâncias. A tabela periódica (reproduzida no final do Caderno) será um pouco mais explorada, mostrando-se de que forma sua consulta pode facilitar a compreensão do processo de formação das ligações químicas.

Por fim, serão estudadas as ligações metálica, iônica e molecular, bem como a maneira de representá-las.



O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Você já sabe que os átomos se ligam para formar as substâncias. Já imaginou como ocorre uma ligação entre eles?



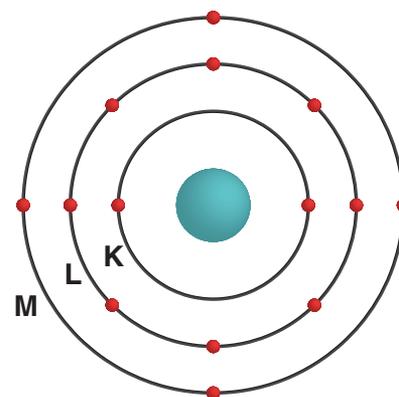
O modelo atômico de Niels Bohr

O modelo atômico de Rutherford foi aperfeiçoado por Niels Bohr (1885-1962), físico dinamarquês que, em 1933, a partir de estudos sobre a estrutura atômica, propôs os seguintes postulados:

- Os elétrons podem girar em determinadas órbitas ao redor do núcleo sem emitir energia. Essas órbitas são chamadas de **níveis de energia** ou **camadas eletrônicas**.
- Em cada órbita, o elétron apresenta uma quantidade de energia. Quanto mais próximo do núcleo, menor é a energia do elétron; quanto mais distante, maior ela é.

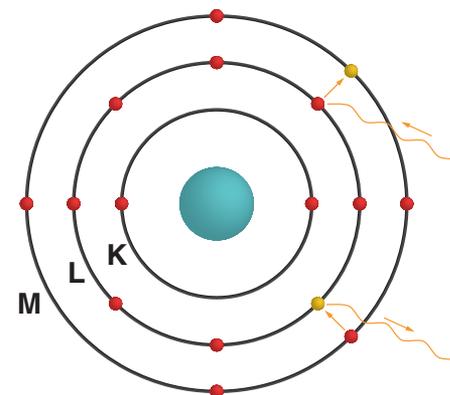
• Quando o átomo absorve certa quantidade de energia, o elétron muda de órbita, afastando-se do núcleo. Para que o átomo volte ao estado anterior, o elétron deve retornar ao nível do qual saiu; nesse processo, há liberação da mesma quantidade de energia.

Observe a representação do modelo atômico de Bohr. Cada órbita ou nível de energia é representado por números ou por letras. As transições que ocorrem quando um elétron passa de uma órbita de maior energia para uma de menor energia correspondem a uma radiação emitida pelo átomo.



Representação do modelo atômico de Bohr.

Quando, por exemplo, as lâmpadas de luminosos de casas de comércio ou outro tipo de lâmpada emitem cor, o que você observa são radiações emitidas por meio das transições eletrônicas que ocorrem nos átomos, ou seja, a energia elétrica fornecida faz com que elétrons passem para órbitas mais energéticas (mais afastadas do núcleo). Os elétrons nunca estão parados, eles se movimentam constantemente em torno do núcleo e, quando um deles passa para uma órbita menos energética (mais próxima do núcleo), emite energia em forma de luz. A figura ao lado representa o que ocorre quando um elétron muda de nível de energia.



Elétrons mudando de níveis de energia.

O átomo de Bohr e a distribuição eletrônica

A partir do modelo de Bohr, foi possível propor uma distribuição dos elétrons nas órbitas ao redor do núcleo atômico. As regras usadas só valem para um conjunto de elementos que segue os postulados de Bohr, ou seja, uma pequena parte dos elementos químicos conhecidos. As regras para a distribuição dos elétrons nas camadas são:

• Regra 1: Cada nível de energia ou órbita permite um número máximo de elétrons.

Camada eletrônica	K	L	M	N	O	P	Q
Nível de energia	1	2	3	4	5	6	7
Número máximo de elétrons	2	8	18	32	32	18	8

- Regra 2: Os elétrons ocupam, primeiro, os níveis mais próximos ao núcleo, os de menor energia. Veja alguns exemplos:



- Regra 3: A última órbita ou nível de energia que contém elétrons não pode ter mais que 8 elétrons e a penúltima, 8 ou 18; exceto a K, que só pode ter 2.

Elemento	Distribuição eletrônica								
	Utilizando apenas as regras 1 e 2				Utilizando a regra 3				
	K	L	M	N	K	L	M	N	O
Ca (Z = 20)	2	8	10		2	8	8	2	
I (Z = 53)	2	8	18	25	2	8	18	18	7

A tabela periódica (reproduzida no final deste Caderno) apresenta a distribuição eletrônica dos elementos químicos.

ATIVIDADE 1 Átomo de Bohr

1 As cores emitidas durante a queima de fogos de artifício podem ser explicadas pelo modelo atômico de Bohr. Procure no texto elementos que justifiquem essa afirmação.

2 De acordo com o modelo de Bohr, o que é necessário para um elétron se afastar do núcleo?

3 O elemento potássio (K) apresenta número atômico 19 e um de seus isótopos possui número de massa 39. Em um átomo de potássio-39, eletricamente neutro, quais são os números de prótons, nêutrons e elétrons?

4 Localize na tabela periódica os elementos que estão na família 1 ou 1A, a primeira coluna da tabela. Analisando suas distribuições eletrônicas, o que elas apresentam em comum?

5 Faça o mesmo para as famílias 2 ou 2A e 17 ou 7A. O que você conclui?



O modelo atômico de Bohr e as ligações químicas

Os gases nobres, elementos que se encontram na família 18 ou 8A da tabela periódica, dificilmente estabelecem ligação química com outro elemento e não formam ligação consigo mesmos, apresentando-se de forma monoatômica, isto é, como átomos isolados. Qual será a razão disso?

Como os gases nobres são pouco reativos, pode-se afirmar que eles são muito estáveis. Qual é a razão dessa estabilidade? Uma hipótese é que ela esteja associada à forma como os elétrons estão distribuídos em seus átomos. Observe as distribuições eletrônicas de cada um deles.

	K	L	M	N	O	P
${}^2\text{He}$	2					
${}^{10}\text{Ne}$	2	8				
${}^{18}\text{Ar}$	2	8	8			
${}^{36}\text{Kr}$	2	8	18	8		
${}^{54}\text{Xe}$	2	8	18	18	8	
${}^{86}\text{Rn}$	2	8	18	32	18	8

Como você deve ter observado, todos os átomos dos gases nobres apresentam o máximo de elétrons possível na última órbita ou nível de energia (oito elétrons – ou dois, no caso do hélio (He)), o que parece ser a razão de sua estabilidade, isto é, da característica de praticamente não reagir com nada. Pensando dessa forma, é possível perceber que um átomo estabelece ligação química com outro átomo para ficar mais estável, adquirindo a mesma configuração eletrônica de um gás nobre. Ou seja, tornar-se semelhante a um gás nobre é passar a ter a última órbita ou nível de energia completo, com oito elétrons, o que é conhecido como “regra do octeto”.

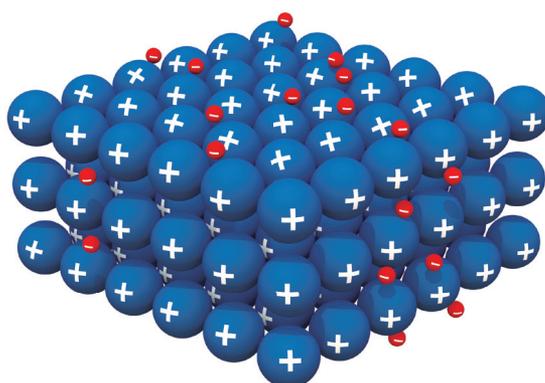
As substâncias simples são formadas por átomos de um mesmo elemento químico. A maior parte dos elementos químicos conhecidos é formada por metais. Por exemplo, o metal ferro é formado apenas por átomos do elemento ferro; o cobre, por átomos do elemento cobre, e assim por diante. Como os átomos dos metais se

unem para formar as substâncias simples, isto é, como, por exemplo, os átomos de cobre se unem para formar o cobre metálico?

A ligação metálica

Observando a tabela periódica, você perceberá que o último nível de energia dos metais apresenta um número reduzido de elétrons, de 1 a 3, no geral. Como os metais são bons condutores elétricos, acredita-se que os elétrons da última camada são atraídos pelos núcleos dos átomos vizinhos, podendo se deslocar entre os diferentes átomos, trocando de posição todo o tempo e formando o que é chamado de **nuvem eletrônica** (um aglomerado de elétrons em movimento ou “mar de elétrons”). A transformação dos átomos de metal em íons positivos (partículas com carga positiva) e o deslocamento da “nuvem de elétrons” entre os íons positivos formados mantêm os átomos unidos no metal e também sua neutralidade elétrica.

Enquanto se desloca de forma desordenada entre os átomos do metal, a nuvem de elétrons não está conduzindo corrente elétrica; porém, se o metal for ligado entre os polos de uma pilha, por exemplo, os elétrons da nuvem vão se deslocar em direção ao polo positivo dela, que, por um processo que será apresentado quando forem estudadas as pilhas, recoloca elétrons no metal pelo polo negativo, e o processo se repete até a pilha descarregar. Portanto, a mesma nuvem de elétrons que mantém os átomos do metal unidos também é responsável pela condução de corrente elétrica, já que esta é entendida como cargas elétricas em movimento orientado.



Ligação metálica. Movimento de elétrons entre íons positivos.

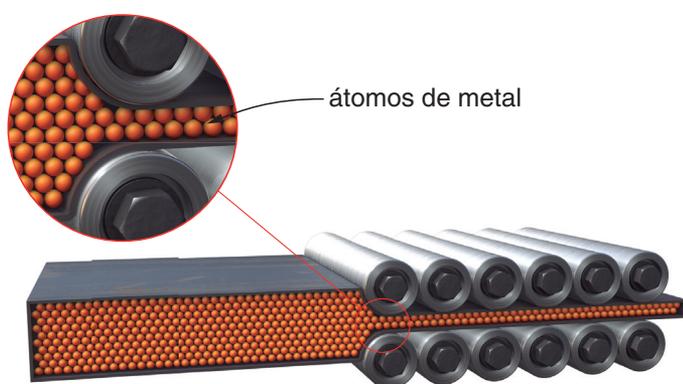
A figura representa o modelo da nuvem eletrônica em um metal: os elétrons são atraídos pelos núcleos dos átomos do metal e formam uma nuvem desordenada. Observe que a ilustração representa os núcleos do metal em azul, e os elétrons, em vermelho.

FICA A DICA!

Veja a animação sobre a ligação metálica e a condução de corrente elétrica, disponível no link: <http://cd1.edb.hkedcity.net/cd/science/chemistry/resource/animations/ele_conductivity/conductivity.html>. Acesso em: 27 ago. 2014.

Quando os elétrons começam a se deslocar de forma ordenada em uma direção, tem-se a corrente elétrica. Assim, o modelo de ligação metálica explica por que os metais são bons condutores de corrente elétrica.

Outra propriedade importante dos metais é a maleabilidade, ou seja, a capacidade que o metal apresenta de ser moldado. A nuvem de elétrons, embora mantenha os átomos unidos, permite que eles deslizem uns sobre os outros sem que ocorra separação. Quando é aplicada uma força sobre um pedaço de metal, um conjunto de átomos se desloca sobre outro, deformando o metal. Dependendo da força que se aplica, o metal pode ser moldado de acordo as necessidades do momento. As figuras a seguir representam a moldagem em metal.



Metal sendo transformado em uma chapa fina.



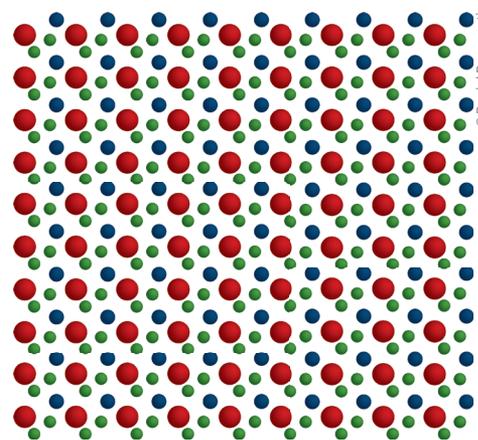
Artesão trabalhando em uma placa de aço.

As ligas metálicas

Quase sempre ligas metálicas são utilizadas no lugar dos metais puros, pois apresentam propriedades melhores do que as destes últimos. Elas são mais duras, podem ser menos densas e mais resistentes à corrosão.

Qual a razão de as ligas apresentarem uma dureza maior que os metais puros? O modelo da ligação metálica também explica isso.

Para obter uma liga metálica, dissolve-se um metal em outro. Normalmente, isso é feito fundindo-se os metais e misturando-os. Os átomos dos diferentes metais ficam presos uns aos outros também pela nuvem de elétrons. A razão da maior dureza é que os átomos de metais diferentes apresentam tamanhos diferentes, o que dificulta o deslizamento de uma camada de átomos sobre a outra,



Estrutura de uma liga metálica. É possível perceber que os átomos que constituem a liga não apresentam o mesmo tamanho.

tornando a liga mais dura. A figura da página anterior mostra uma possível estrutura para uma liga metálica.

As ligas metálicas podem apresentar diferentes composições, isto é, diferentes proporções entre os metais que as constituem. A seguir há alguns exemplos de composições de ligas metálicas utilizadas na sociedade:

Composição de algumas ligas metálicas									
Ligas	Cu	Pb	Sn	Zn	Al	Mn	Mg	Si	Fe
Bronze 1	88%	–	3%	4%	–	–	–	–	–
Bronze 2	88%	1,5%	6%	4,5%	–	–	–	–	–
Alumínio 1	4,4%	–	–	–	93,5%	0,6%	1,5%	–	–
Alumínio 2	0,12%	–	–	–	98,6%	1,2%	–	–	–
Latão 1	85%	5%	5%	5%	–	–	–	–	–
Latão 2	81%	7%	3%	9%	–	–	–	–	–

Fonte: BRESCANI FILHO, Ettore. *Seleção de metais não ferrosos*. Campinas: Editora da Unicamp, 1997.

As propriedades das ligas metálicas dependem dos metais que as compõem e da proporção entre eles na formação da liga.

ATIVIDADE 2 Ligação metálica

1 Por que as ligas metálicas são mais utilizadas do que os metais puros?

2 Qual é o principal metal existente nas ligas de latão e bronze?

3 Explique por que os metais são bons condutores de corrente elétrica.

A ligação iônica

Assim como a ligação metálica explica as propriedades dos metais, a ligação iônica é o modelo capaz de explicar as propriedades dos compostos formados por metais e não metais, os chamados **compostos iônicos**.



O cloreto de sódio (NaCl), principal componente do sal de cozinha, é um composto formado pelo elemento sódio (Na), um metal, e pelo elemento cloro (Cl), um não metal. Veja algumas das propriedades do cloreto de sódio:

- é sólido à temperatura ambiente;
- é solúvel em água;
- não conduz corrente elétrica no estado sólido;
- quando dissolvido em água, a mistura conduz corrente elétrica;
- quando no estado líquido, após uma fusão, conduz corrente elétrica.

As propriedades macroscópicas, aquelas que se pode verificar a olho nu, indicam possíveis características das partículas que formam a substância. Como você viu, a corrente elétrica é gerada por cargas elétricas em movimento orientado. As substâncias iônicas no estado líquido ou dissolvidas em água apresentam cargas elétricas que podem ser submetidas a um movimento ordenado; já as no estado sólido, como os metais, não apresentam elétrons livres.

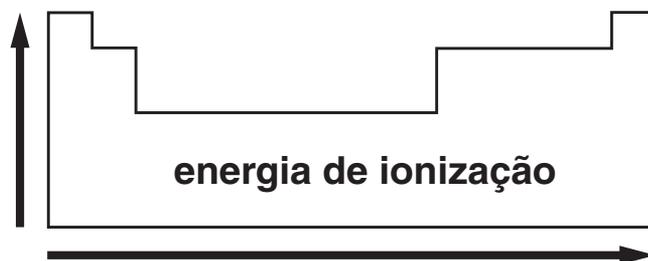
Não se pode, portanto, usar o modelo de ligação metálica para explicar por que o sal de cozinha conduz a corrente elétrica no estado líquido ou quando solubilizado em água e não conduz corrente elétrica no estado sólido. Um novo modelo de ligação se faz necessário, já que a apresentada para definir os metais não explica as propriedades descritas.

O modelo de ligação química para compostos com essas características é chamado de ligação iônica. A formação desse tipo de ligação química está relacionada com algumas características dos átomos envolvidos, como você verá a seguir. No entanto, antes, será necessário o aprofundamento de alguns conhecimentos sobre as propriedades periódicas.

Energia de ionização, uma propriedade periódica

A energia de ionização é a energia necessária para retirar um elétron do átomo. A energia para retirar o primeiro elétron do átomo (o que está mais distante do núcleo) é chamada de primeira energia de ionização; a energia para retirar o segundo elétron é chamada segunda energia de ionização; e assim por diante. A figura a seguir mostra como a energia de ionização varia na tabela periódica.





© Daniel Beneventi

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 1.312							He 2.372
Li 520	Be 899	B 801	C 1.086	N 1.402	O 1.314	F 1.681	Ne 2.081
Na 496	Mg 738	Al 578	Si 786	P 1.012	S 1.000	Cl 1.251	Ar 1.521
K 419	Ca 590	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1.140	Kr 1.351
Rb 403	Sr 549	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1.008	Xe 1.170
Cs 376	Ba 503	Tl 589	Pb 716	Bi 703	Po 812		Rn 1.037

Variação da energia de ionização (kJ) na tabela periódica.

Observe a tabela periódica e tente responder: É mais fácil retirar um elétron da última camada do elemento cloro ou do elemento sódio?

Se você respondeu que é mais fácil retirar do sódio, você acertou. Para retirar um elétron da última camada do cloro é necessário fornecer 1.251 kJ/mol. Para arrancar um elétron do sódio é necessário fornecer 496 kJ/mol. E para retirar um elétron do potássio, será necessária uma energia maior ou menor que 496 kJ/mol? Observe na tabela periódica como os valores da energia diminuem nas famílias. Desse modo, é necessário fornecer menos energia: 419 kJ/mol.

Na representação acima da tabela, as setas indicam como a energia de ionização aumenta. Os metais são os que apresentam as menores energias de ionização e, portanto, perdem elétrons com facilidade.

Eletronegatividade

Outra propriedade periódica diz respeito à capacidade que um elemento possui de atrair elétrons, propriedade característica dos não metais. Linus Pauling (1901-1994), químico estadunidense, criou, por meio de experimentos, uma escala para quantificar a propriedade apresentada a seguir na tabela periódica.

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

© Daniel Beneventi

Quanto maior o valor da eletronegatividade, maior a tendência em atrair elétrons, e quanto menor o valor, maior a tendência do elemento para perder elétrons (eletropositividade).

Analisando a tabela periódica, tente responder: Qual elemento químico deve atrair elétrons com maior facilidade, o flúor ou o lítio? Se você respondeu o flúor, acertou. A eletronegatividade do flúor é 4,0 e a do lítio é 1,0. E com relação ao flúor e ao bromo, qual atrai elétrons com maior facilidade? A resposta é novamente o flúor, pois a eletronegatividade dele é 4,0 e a do bromo é 2,8. Observe que o elemento hidrogênio está no centro da tabela periódica. Ele, no entanto, não é um metal e apresenta uma eletronegatividade bem maior que a maioria dos metais.

O cloreto de sódio (NaCl), ou sal comum, é formado pelos elementos sódio e cloro, um metal e um não metal, respectivamente. Como já foi visto, os metais apresentam a tendência de perder elétrons, têm baixa eletronegatividade e baixa energia de ionização. Os não metais possuem grande tendência de atrair elétrons e alta eletronegatividade. Portanto, na formação do cloreto de sódio, os átomos de sódio podem perder elétrons para os átomos de cloro, formando íons de cargas opostas que vão se atrair e se unir para constituir o cristal de cloreto de sódio. Analise as distribuições eletrônicas desses dois elementos:



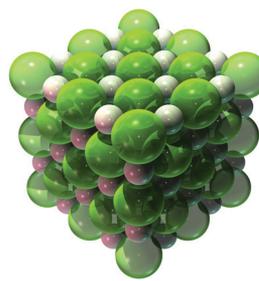
O sódio possui um elétron na última camada e, ao perdê-lo, adquire a mesma configuração eletrônica do neônio, um gás nobre, só que se transforma em um íon positivo ou cátion, pois passa a ter 11 prótons e 10 elétrons.



O cloro, por sua vez, ao receber o elétron do sódio, adquire a mesma configuração eletrônica do argônio, só que se transforma em um íon negativo ou ânion, pois passa a ter 17 prótons e 18 elétrons.



Os íons (partículas carregadas eletricamente) formados se atraem, gerando um cristal. Nesse cristal, os íons se organizam de maneira alternada. As figuras a seguir mostram como os íons de sódio e de cloro se organizam no cloreto de sódio.



O cloreto de sódio é formado por cristais cúbicos, como mostra a primeira figura. A segunda é uma representação microscópica do mesmo sal mostrando o arranjo dos íons Na^+ e Cl^- . As esferas maiores são do íon Cl^- e as menores, do Na^+ .

A proporção entre os íons, nesse sal, é de 1:1 para que o composto seja eletricamente neutro. Assim, a representação da fórmula mínima que indica a menor proporção entre os íons é:

Fórmula mínima: NaCl

O modelo da ligação iônica explica como os átomos adquirem estabilidade ao formar íons, que se atraem e se ligam formando cristais e, também, as propriedades macroscópicas dos compostos.

A ligação iônica é uma ligação forte e acontece entre íons de cargas opostas que estiverem próximos um do outro; por esse motivo, os compostos iônicos formados são sólidos à temperatura ambiente e apresentam temperaturas de fusão elevadas.

No estado líquido, após fusão, ou dissolvidos em água, os compostos iônicos são bons condutores de corrente elétrica porque os íons positivos e negativos ganham liberdade, podendo se deslocar e conduzir corrente elétrica. No estado sólido, não conduzem corrente elétrica porque os íons estão presos, sem mobilidade.





Veja outros exemplos de compostos iônicos:

- A cal, já estudada no Volume 1, também é um composto iônico. Os elementos cálcio (Ca) e oxigênio (O), formadores do composto, apresentam as seguintes configurações eletrônicas:



Para ficar estável, o cálcio deve perder seus dois elétrons do último nível e o oxigênio deve ganhar dois elétrons, ficando ambos com 8 elétrons no último nível.



Como os íons apresentam a mesma intensidade de carga elétrica, mas sinais contrários, a proporção entre os íons também será de 1:1 e a fórmula do composto será:

Fórmula mínima: CaO

- O cloreto de bário, sal muito utilizado na metalurgia para aumentar a dureza das ligas de ferro, é formado pelos elementos bário (Ba) e cloro (Cl). Primeiro, é preciso determinar as configurações eletrônicas dos elementos envolvidos:



Para adquirir estabilidade, o bário deve perder dois elétrons, e o cloro, ganhar um.



Para que o composto tenha neutralidade elétrica, a proporção entre os íons formados deve ser de 1:2, pois o Ba^{2+} apresenta duas cargas positivas, e o Cl^{-} , apenas uma carga negativa. Assim, a fórmula que representa a substância cloreto de bário é:

Fórmula mínima: BaCl_2

Como você já estudou, os íons, átomos com carga elétrica, são chamados de cátions quando positivos e de ânions quando negativos. Ao escrever as fórmulas dos compostos iônicos, deve-se colocar primeiro o cátion e depois o ânion: NaCl, CaO, BaCl_2 .

Da mesma forma que o modelo da ligação metálica explica as propriedades dos metais, o modelo da ligação iônica também é capaz de explicar muitas das propriedades que os compostos iônicos apresentam.

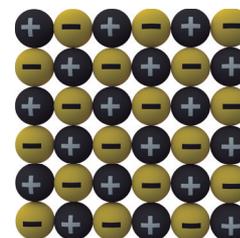


Uma diferença entre as substâncias iônicas e os metais é que as substâncias iônicas não são materiais maleáveis, e quebram quando submetidas a golpes, como você estudará a seguir. Analisando o aglomerado de íons que forma o sólido iônico, percebe-se que os íons positivos e negativos se alternam na estrutura das substâncias iônicas, como mostra a figura.

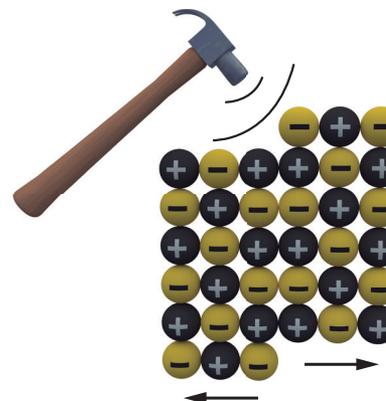
Ao se golpear um sólido iônico, há o deslocamento de camadas de íons, que se sobrepõem uns aos outros, e a atração que os mantém unidos poderá se transformar em repulsão.

Assim, o sólido, em vez de sofrer uma deformação, como ocorre com os metais, quebra, como pode ser visto na última ilustração da sequência.

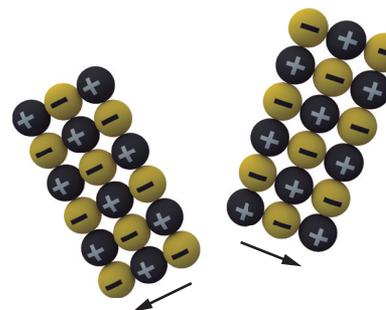
Outra característica das substâncias iônicas é que todas são compostos, isto é, formadas por mais de um elemento. A razão para isso é que a formação de íons positivos (cátions) e negativos (ânions) ocorre em elementos com características diferentes: os cátions são formados a partir de metais e os ânions, de não metais.



Os íons estão fortemente ligados uns aos outros.



Os íons agora passam a se repelir.



A repulsão separa as partes e o sólido quebra.

ATIVIDADE 3 Ligação iônica

1 A fórmula mínima do cloreto de bário é BaCl_2 . Quais informações ela fornece?

2 Ao dissolver um composto iônico em água, ocorre um processo chamado de dissociação iônica, isto é, os íons que formam o composto se separam e ficam misturados entre as moléculas de água, como mostra a equação que representa o processo. Ao dissolver 1 mol de CaCl_2 em água, qual será a quantidade de cátions

(de carga positiva), ânions (de carga negativa) e o total de íons (todas as partículas com carga elétrica) que estará misturada às moléculas de água?



A ligação covalente, formadora das moléculas

Você já conhece a ligação química existente nos metais e suas ligas, a ligação metálica, e também as ligações existentes nos compostos iônicos, a ligação iônica. Agora, você vai estudar as ligações covalentes, formadoras de **moléculas**. Analise algumas características do açúcar comum, a sacarose:

- é sólido à temperatura ambiente;
- é solúvel em água;
- não conduz corrente elétrica no estado sólido;
- quando dissolvido em água, a mistura não conduz corrente elétrica;
- quando no estado líquido, após uma fusão, não conduz corrente elétrica.

Seguindo um raciocínio semelhante ao desenvolvido para o sal comum, nota-se que o açúcar comum não é um condutor elétrico em nenhuma situação, o que dá a entender que as partículas formadoras do açúcar não apresentam carga elétrica. A ligação metálica e a ligação iônica não explicam as propriedades apresentadas pela sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). Como os átomos que constituem o açúcar estão ligados? Para entender melhor a ligação que será estudada, é preciso conhecer a **notação de Lewis**, uma representação que facilitará nosso estudo.

A formação de ligações químicas é a principal forma de os elementos adquirirem maior estabilidade. Pensando dessa forma, em 1923, Gilbert Lewis, químico estadunidense, desenvolveu os princípios básicos para as ligações químicas. Como as ligações envolvem o último nível eletrônico, ele desenvolveu uma forma prática de representar os elementos e explicar as ligações entre eles. A notação de Lewis,

Molécula

Espécie química eletricamente neutra constituída por dois ou mais átomos de um ou mais elementos que estão ligados apenas por ligação covalente.

ASSISTA!

Química – Volume 2

Ligações químicas

Uma rápida apresentação da tabela periódica e dos elementos químicos, uma série de testes com metais, substâncias iônicas e moleculares para que, à luz das propriedades dessas substâncias, os modelos de ligações químicas sejam desenvolvidos.

como é conhecida, representa o elemento químico pelo seu símbolo e os elétrons da última camada distribuídos à sua volta, como você pode observar a seguir:

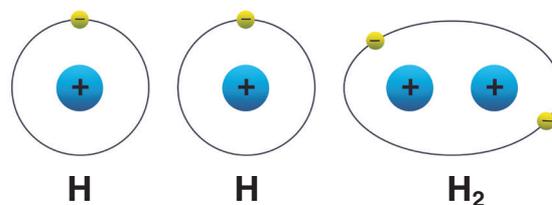


Os átomos do elemento fósforo (P) possuem cinco elétrons no seu último nível de energia, portanto, não são estáveis como os de um gás nobre. Os elétrons do último nível de energia é que são responsáveis pelas ligações químicas entre os elementos. Agora, será analisada uma substância simples que apresenta o mesmo tipo de ligação química que ocorre no açúcar comum.

O gás hidrogênio é formado por moléculas diatômicas, isto é, formadas por dois átomos do elemento hidrogênio ligados. O átomo de hidrogênio apresenta um elétron no seu único nível de energia, podendo ser representado por:



Para que o hidrogênio adquira estabilidade, ele necessita de mais um elétron para ficar com uma configuração eletrônica semelhante à do gás nobre hélio, que apresenta dois elétrons em seu primeiro nível, que também é seu último. A ligação química que se forma quando os átomos de hidrogênio se aproximam não é formada por íons, como na ligação iônica, nem há elétrons livres como nos metais. Os elétrons do hidrogênio, do último nível, formam pares eletrônicos, e os pares passam a pertencer aos dois átomos sem que haja perda ou ganho de elétrons. A ligação que se estabelece pode ser representada pela figura acima.



Formação da molécula de hidrogênio.

Na molécula de hidrogênio formada, os elétrons da ligação giram ao redor dos dois núcleos dos átomos de hidrogênio, mantendo-os presos e dando estabilidade à molécula. A partícula formada é neutra, pois há, no total, dois prótons e dois elétrons. Os dois átomos passam a compartilhar dois elétrons na última camada e a apresentar uma configuração eletrônica semelhante à do gás nobre hélio. A molécula do gás hidrogênio pode ser representada pela fórmula de Lewis:



Na representação, é possível ver os símbolos dos átomos dos elementos que formam a molécula e os pares de elétrons que são compartilhados pelos átomos que participam da ligação. Outra forma de representar a molécula é por meio de



sua fórmula estrutural, que consiste nos símbolos dos átomos dos elementos que formam a molécula e em um traço, ilustrando a ligação.



Veja exemplos de outras moléculas e suas ligações.

a) Gás flúor (F_2)

O gás flúor é formado por dois átomos do elemento flúor, que possui a seguinte configuração eletrônica:



Como o flúor apresenta sete elétrons na última camada, caso dois átomos de flúor compartilhem um elétron de suas últimas camadas, ficarão com a configuração semelhante à do gás neônio; para que isso ocorra, é necessária a formação de uma ligação covalente, como representado a seguir:



Pode-se descrever a ligação utilizando um traço para representar o par de elétrons compartilhado e, assim, tem-se a fórmula estrutural da molécula de flúor:



b) Gás oxigênio (O_2)

O átomo do elemento oxigênio possui seis elétrons na última camada e necessita de mais dois elétrons para completá-la, ficando, assim, com uma configuração semelhante à do gás nobre neônio.



Como cada átomo de oxigênio necessita de dois elétrons para ficar estável, serão necessárias duas ligações covalentes, e a molécula poderá ser representada pela seguinte fórmula eletrônica, ou de Lewis:



Quando há formação de duas ligações covalentes entre dois átomos, elas são chamadas de dupla ligação, e os elétrons das duas ligações passam a pertencer aos dois átomos. A representação utilizando a fórmula estrutural é:



Cada par eletrônico compartilhado é representado por um traço, e os dois traços indicam a ligação dupla.

As substâncias moleculares, formadas por moléculas, podem ser representadas de três formas diferentes. Na ilustração a seguir, veja o exemplo do gás oxigênio:

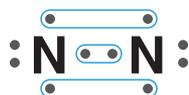


c) Gás nitrogênio (N_2)

O átomo do elemento nitrogênio possui cinco elétrons na última camada:



O nitrogênio necessita de três elétrons a mais na última camada para completá-la e, assim, ficar com configuração semelhante à do gás nobre neônio.



Três ligações covalentes são formadas entre os dois átomos, chamadas de tripla ligação, número máximo possível de ligações entre dois átomos.

A molécula que constitui o gás nitrogênio também pode ser representada de três formas, veja a seguir:



Para os compostos moleculares, isto é, as substâncias formadas por moléculas que possuem mais de um elemento químico, a formação da ligação covalente ocorre de maneira similar ao que já foi mostrado.

d) Gás carbônico (CO₂)

Nesse caso, tem-se que avaliar os dois elementos para verificar quantas ligações são necessárias. O carbono possui quatro elétrons no último nível, e o oxigênio, seis. Assim, o carbono necessita de quatro elétrons para se tornar estável, e o oxigênio, de dois:



Notação de Lewis para o carbono: $\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}$



Notação de Lewis para o oxigênio: $\cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}$

Como o carbono necessita de quatro elétrons para completar o último nível, ele precisa formar quatro ligações, e o oxigênio, duas. Veja, a seguir, as fórmulas molecular, eletrônica e estrutural.



e) O gás amônia (NH₃)

A amônia, existente em vários produtos de limpeza, é formada por nitrogênio e hidrogênio. Como você já estudou nos exemplos anteriores, o nitrogênio necessita formar três ligações, e o hidrogênio, uma ligação, para que ambos adquiram configurações semelhantes às dos gases nobres neônio e hélio, respectivamente. Observe a seguir:



Notação de Lewis para o nitrogênio: $\cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}}$

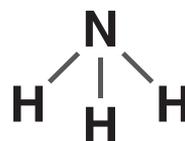


Notação de Lewis para o hidrogênio: $\text{H}\cdot$

Assim, a fórmula eletrônica da amônia é: $\text{H} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}} \text{H}$



As fórmulas molecular e estrutural são: NH_3 e



Em razão das limitações do modelo atômico de Bohr e da regra do octeto, muitas substâncias não seguem essa regra.

ATIVIDADE 4 Ligações covalentes

1 A partir do que você estudou neste tema, explique como se forma uma ligação covalente.

2 Quais informações a fórmula estrutural $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ fornece?

3 Represente pelas fórmulas (molecular, eletrônica e estrutural) a substância metano, sabendo que suas moléculas são formadas por um átomo de carbono e quatro de hidrogênio.

4 Qual é o número máximo de ligações covalentes que dois átomos podem estabelecer entre si?



Os objetos metálicos, na maioria das vezes, são formados por ligas metálicas, e não por um metal puro. As torneiras, as válvulas e as chaves, por exemplo, são ligas metálicas. Pense sobre o motivo por que as ligas metálicas não são representadas por fórmulas químicas.





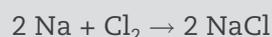
DESAFIO

1 Ao comparar-se os íons K^+ e Br^- com os respectivos átomos neutros de que se originaram, pode-se verificar que

- a) houve manutenção da carga nuclear de ambos os íons.
- b) o número de elétrons permanece inalterado.
- c) o número de prótons sofreu alteração em sua quantidade.
- d) ambos os íons são provenientes de átomos que perderam elétrons.
- e) o cátion originou-se do átomo neutro a partir do recebimento de elétrons.

Universidade Federal do Rio Grande do Sul (UFRGS), 2001. Disponível em: <<http://www.cneconline.com.br/exames-educacionais/vestibular/provas/rs/ufrgs/2001/fase-unica/ufrgs-2001-0-prova-completa-c-gabarito.pdf>>. Acesso em: 11 set. 2014.

2 O sódio, Na, reage com o cloro, Cl_2 , dando cloreto de sódio, segundo a reação representada pela equação química:



Baseando-se nestas informações e na Classificação Periódica, escreva:

- a) A equação química que representa a reação entre o potássio, K, e o cloro.
- b) A equação química que representa a reação entre o cálcio, Ca, e o bromo, Br_2 .

Unicamp 1994. Disponível em: <http://www.comvest.unicamp.br/vest_antiores/1994/download/QUI_HIS.pdf>. Acesso em: 22 set. 2014.

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Átomo de Bohr

1 As cores emitidas durante a queima de fogos se devem às transições dos elétrons entre os níveis de energia do átomo proposto pelo modelo de Bohr, ou seja, na queima/explosão, o elétron absorve energia e passa para uma órbita mais afastada. Quando um elétron muda para uma órbita menos energética, ele emite energia, que pode ser em forma de luz.

2 De acordo com o modelo de Bohr, é necessário fornecer energia ao elétron para que ele passe para uma órbita mais energética, afastando-se do núcleo que o atrai.

3 O ${}_{19}^{39}K$ apresenta 19 prótons (número atômico), 20 nêutrons (número de massa menos o número atômico: $39 - 19 = 20$) e 19 elétrons, para a neutralidade elétrica.

4 Ao analisar os elementos da família 1 ou 1A, é possível perceber que todos possuem 1 elétron no último nível de energia (última camada).

5 Depois de analisar os elementos pertencentes à família 2 ou 2A, é possível concluir que eles possuem 2 elétrons no último nível e, fazendo essa mesma análise com os elementos da família 17 ou 7A, é possível perceber que eles possuem sete elétrons no último nível.



Atividade 2 - Ligação metálica

1 As ligas metálicas são mais utilizadas que os metais puros porque suas propriedades são melhores para determinados usos do que as dos metais puros. Maior dureza, menor densidade e maior resistência à corrosão são alguns exemplos dessas propriedades.

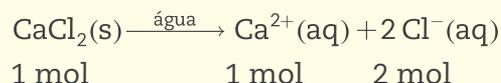
2 O metal cobre, como pôde ser verificado na tabela que apresenta a composição das ligas.

3 A nuvem eletrônica é a responsável pela ligação metálica e pela condução de corrente elétrica, já que nela há cargas elétricas (elétrons), atraídas por núcleos positivos fixos, em movimento caótico. Essa movimentação pode ser dirigida/orientada caso o metal seja exposto a uma tensão elétrica, e esse é o motivo pelo qual os metais são bons condutores de corrente elétrica.

Atividade 3 - Ligação iônica

1 A fórmula mínima do cloreto de bário fornece os elementos formadores da substância (bário e cloro) e a proporção entre os íons, 1 Ba²⁺ para 2 Cl⁻ para a neutralidade elétrica do composto.

2 Para resolver o exercício, procede-se assim:



Tem-se 1 mol do cátion Ca²⁺, 2 mols do ânion Cl⁻ e 3 mols de íons.

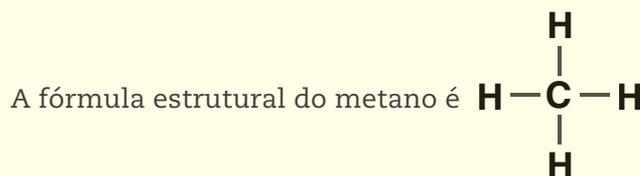
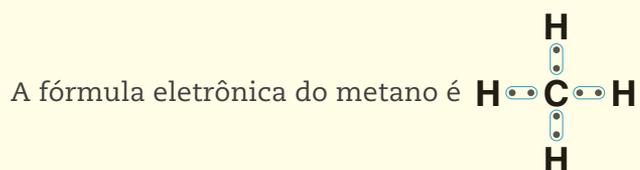
Atividade 4 - Ligações covalentes

1 A ligação covalente ocorre, na maioria das vezes, entre átomos de não metais que apresentam a tendência de atrair elétrons. Como não perdem elétrons nas ligações, para alcançar maior estabilidade, ligam-se através das ligações covalentes, formando pares eletrônicos que serão compartilhados pelos dois átomos, para completar a última camada.

2 A fórmula estrutural informa que a molécula de gás carbônico é formada por dois átomos de oxigênio e um de carbono e que cada átomo de oxigênio está ligado ao átomo de carbono por uma dupla ligação covalente.

3 As moléculas do metano são formadas por um átomo de carbono e quatro de hidrogênio:

A fórmula molecular do metano é CH₄.



Este tema será dedicado às substâncias moleculares em razão da diversidade de suas propriedades, que serão explicadas pelas interações entre suas moléculas. Você verá que os elementos que constituem as moléculas e a estrutura espacial adquirida por elas influenciam as propriedades macroscópicas das substâncias moleculares.

O QUE VOCÊ JÁ SABE?

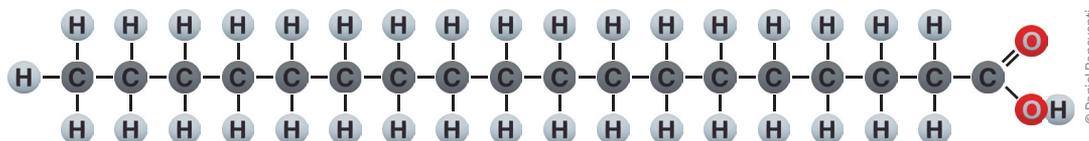
O álcool comum é totalmente solúvel em água, no entanto, a gasolina não é. Você sabe qual a possível razão para a água se misturar com o álcool e não se misturar com a gasolina?

Moléculas polares e apolares

Já foi visto como a ligação metálica explica algumas propriedades dos metais e também como a ligação iônica explica propriedades dos compostos iônicos. Agora, você estudará algumas das propriedades das substâncias moleculares e suas relações com a estrutura das moléculas. Para entender a estrutura, é preciso saber quais elementos formam as moléculas, como seus átomos estão ligados para formá-las e como isso pode explicar algumas de suas propriedades. Para alcançar esse objetivo, algumas propriedades conhecidas serão apresentadas a seguir.

Por que o sal comum se dissolve na água e não se dissolve no óleo?

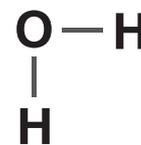
O sal comum, o cloreto de sódio (NaCl), um composto iônico, dissolve-se com facilidade na água, mas não se dissolve no óleo. Tanto a água quanto o óleo são substâncias moleculares. A água é formada por moléculas de fórmula H_2O , e o óleo vegetal é uma mistura formada por ácidos graxos, sendo um dos mais comuns o ácido esteárico.



Fórmula estrutural de uma molécula de ácido graxo.

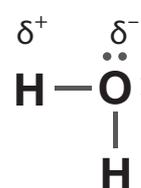
Para que uma substância se dissolva em outra, é necessário que haja interação entre as partículas. Como o sal é um composto iônico, suas partículas são íons

carregados eletricamente que estão fortemente ligados uns aos outros. Quando o sal se dissolve na água, as moléculas da água interagem com os íons para vencer as forças de atração existentes entre eles, para separá-los e mantê-los separados. Isso ocorre porque as moléculas de água são polares, ou seja, embora neutras, as cargas elétricas não estão distribuídas homoganeamente pela molécula, que possui uma região parcialmente positiva e outra parcialmente negativa. A razão da polaridade está na diferença de eletronegatividade do oxigênio e do hidrogênio e na forma como eles estão ligados para formar a molécula de água.



Fórmula estrutural da molécula de água.

Como o oxigênio é mais eletronegativo que o hidrogênio, os elétrons que são compartilhados pelos átomos são mais fortemente atraídos pelo oxigênio, ficando, a maior parte do tempo, mais próximos de seu núcleo. Assim, o oxigênio fica com carga parcial negativa. Em contrapartida, os átomos de hidrogênio ficam parcialmente positivos.



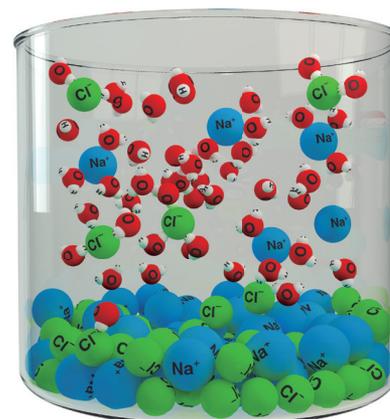
Os átomos de oxigênio apresentam carga parcial negativa, e os átomos de hidrogênio, carga parcial positiva. A carga parcial positiva é representada por $+\delta$, e a negativa, por $-\delta$.

No processo de dissolução do sal comum em água, as moléculas de água estão em movimento por ela estar no estado líquido, e chocam-se contra os íons do sal sólido. Os choques e as interações entre as moléculas e os íons fazem que os íons se separem do sólido e fiquem envolvidos pelas moléculas de água (processo chamado de **solvatação dos íons**).

Após todos os íons serem separados, o sal se dissolve totalmente e seus íons não voltam a se unir, por causa da solvatação, isto é, os íons Na^+ e Cl^- ficam envolvidos por moléculas de água.

No caso do óleo, as moléculas não apresentam polaridade, são apolares, ou seja, não apresentam cargas parciais e não conseguem interagir com as moléculas de água.

Saber se uma molécula é polar ou apolar não é um trabalho simples, pois a polaridade não depende só dos elementos que formam as moléculas, depende também de como os átomos estão arranjados na molécula.



Ilustrações © Daniel Beneventi

Processo de dissolução do cloreto de sódio em água.

FICA A DICA!

A animação disponível no link a seguir mostra como ocorre a dissolução, em nível microscópico, do sal em água. Vale a pena conferir! Disponível em: <<http://dwb4.unl.edu/chem/Anime/NaCl1D/NaCl1D.html>>. Acesso em: 27 ago. 2014.

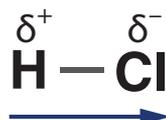
O gás carbônico, por exemplo, é formado pelos elementos oxigênio e carbono. Embora o oxigênio seja mais eletronegativo que o carbono, a estrutura linear da molécula a torna apolar. Veja a seguir.



A molécula é linear e, como em um cabo de guerra, os elétrons ficam igualmente distribuídos nela. A força exercida por um dos átomos de oxigênio é anulada pelo outro.

É possível identificar a polaridade de algumas moléculas sem conhecer sua estrutura nos seguintes casos:

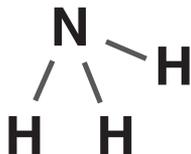
- Toda substância simples molecular é formada por moléculas apolares, pois os átomos que constituem essas moléculas pertencem a um mesmo elemento e, portanto, apresentam a mesma eletronegatividade. As substâncias O_2 , N_2 , I_2 , P_4 etc. são formadas por moléculas apolares.
- Todo composto molecular formado por moléculas diatômicas, ou seja, moléculas com apenas dois átomos de elementos diferentes, será polar, já que elementos diferentes possuem eletronegatividades diferentes.



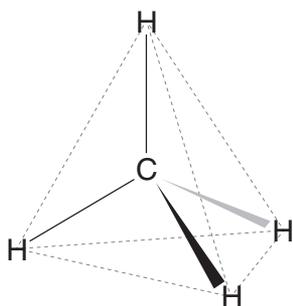
Na molécula de HCl, o átomo de cloro é o mais eletronegativo.

Na figura da molécula HCl, a seta indica que o par de elétrons compartilhado está deslocado para o cloro, que apresenta carga parcial negativa, enquanto o hidrogênio apresenta carga parcial positiva.

Já no caso dos compostos moleculares formados por moléculas com mais de dois átomos, só é possível saber se eles são polares ou apolares conhecendo sua estrutura.



A estrutura da molécula do gás amônia (NH_3) e os elementos que a constituem a tornam polar. O átomo de nitrogênio é parcialmente negativo, e os átomos de hidrogênio, parcialmente positivos.



A estrutura da molécula do gás metano (CH_4) e os elementos que a constituem a tornam apolar, embora o carbono seja mais eletronegativo que o hidrogênio.



• Outra característica importante que ajudará a verificar se a substância é formada ou não por moléculas polares ou apolares é seguir uma regra que, em geral, é verdadeira. O semelhante dissolve o semelhante, isto é, substâncias polares dissolvem substâncias polares e compostos iônicos, enquanto substâncias apolares dissolvem as substâncias apolares (e não dissolvem substâncias polares e os compostos iônicos). Sabendo se o solvente é polar ou apolar, é possível determinar se o soluto é polar ou não apenas verificando sua solubilidade. Como em quase toda regra, há exceções, mas ela sempre funciona como uma indicação.

Por que as substâncias moleculares podem se apresentar em qualquer estado físico à temperatura ambiente?

Ao contrário dos compostos iônicos, que são todos sólidos à temperatura ambiente, e dos metais, que são quase todos sólidos (com exceção do mercúrio, o único metal líquido nessas condições), as substâncias moleculares podem se apresentar em qualquer estado físico.

Os estados sólido, líquido e gasoso dependem das interações entre as partículas formadoras das substâncias. No caso das moléculas, essa interação depende de sua polaridade e de sua massa molecular. Moléculas polares apresentam forte interação entre si, e moléculas de grande massa, também. De maneira geral, a massa é a principal característica responsável pelo estado físico.

Comparando moléculas de massa molecular próxima, a substância formada por moléculas polares deve apresentar temperatura de ebulição maior que as substâncias formadas por moléculas apolares. O flúor (F_2 , com massa molecular de 38), formado por moléculas apolares, apresenta temperatura de ebulição $-188\text{ }^\circ\text{C}$, e o cloreto de hidrogênio (HCl , com massa molecular de 37,5), formado por moléculas polares, temperatura de ebulição $-83\text{ }^\circ\text{C}$.

Comparando moléculas apolares, as de maior massa apresentam as maiores temperaturas de ebulição. Por exemplo, o gás cloro, formado por moléculas Cl_2 , apresenta temperatura de ebulição $-34\text{ }^\circ\text{C}$, enquanto a temperatura de ebulição do bromo, formado por moléculas Br_2 , é $53\text{ }^\circ\text{C}$, e a temperatura de ebulição do iodo, formado por moléculas I_2 , é $184\text{ }^\circ\text{C}$. Observe que, à temperatura ambiente, o iodo se apresenta no estado sólido, o cloro, no estado gasoso, e o bromo, no estado líquido. As moléculas de maior massa molecular apresentam maior interação por possuírem mais pontos de contato. Assim, as substâncias formadas por moléculas apolares, em geral, apresentam maior temperatura de ebulição quanto maiores forem suas moléculas.



Como você deve ter notado, existem muitas possibilidades, mas as informações dadas anteriormente permitem prever algumas propriedades das substâncias mediante a análise de suas fórmulas.

Por que o gelo flutua?

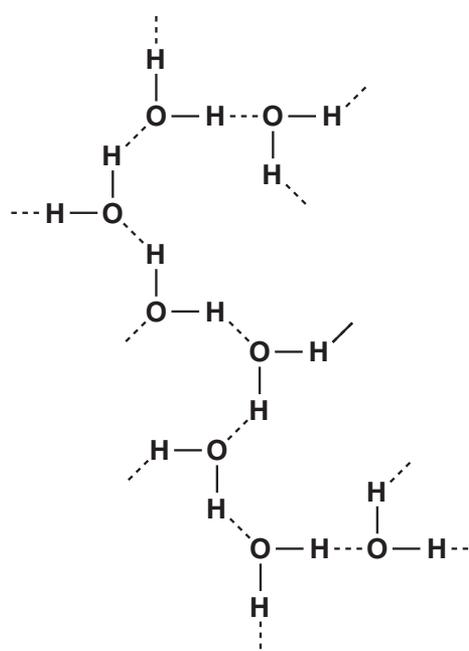
A água apresenta uma característica que a difere da maioria das substâncias: quando se solidifica, sua densidade diminui em vez de aumentar, como ocorre com a maioria das substâncias. Qual será a razão desse fenômeno? A explicação está relacionada com a forma que as moléculas se arranjam na água em estado sólido, o gelo.

As moléculas de água são polares, como já foi visto, mas sua polaridade é tão grande que, ao interagirem com outras moléculas de água, estabelecem a chamada ligação de hidrogênio. Essa interação é razoavelmente forte e faz que, mesmo no estado líquido, suas moléculas se desloquem em grupos em decorrência da atração que se estabelece entre o oxigênio de uma molécula e o hidrogênio de outra molécula, como mostra a figura ao lado.

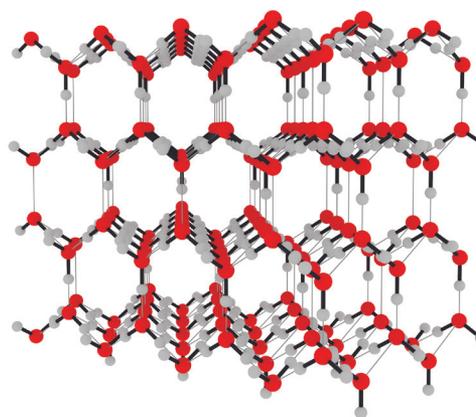
Quando a água congela, suas moléculas se arranjam no estado sólido, de forma que ocupam um volume maior que o volume inicial da água e, como a massa continua a mesma, a densidade do gelo ($0,92 \text{ g/cm}^3$ a $0 \text{ }^\circ\text{C}$) fica menor que a da água líquida ($0,99 \text{ g/cm}^3$ à mesma temperatura) e, assim, o gelo flutua na água líquida.

Nos espaços entre as moléculas, não existe absolutamente nada. A estrutura do gelo está representada ao lado.

As ligações de hidrogênio surgem em algumas moléculas polares, principalmente naquelas que apresentam o elemento oxigênio ligado a hidrogênio, como a água e o álcool comum (H_2O e $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$); nitrogênio ligado a hidrogênio, como na amônia (NH_3); e o flúor ligado a hidrogênio, como no fluoreto de hidrogênio (HF).



Na representação, as linhas contínuas correspondem às ligações covalentes, e as linhas tracejadas, às ligações de hidrogênio.



Estrutura do gelo com as moléculas firmemente presas umas às outras pelas ligações de hidrogênio. É possível perceber grandes espaços entre as moléculas.

ATIVIDADE 1 Interações entre moléculas

1 A capacidade que um átomo tem de atrair elétrons de outro átomo, quando os dois formam uma ligação química, é denominada eletronegatividade. Esta é uma das propriedades químicas consideradas no estudo da polaridade das ligações. Consulte a tabela periódica e coloque as moléculas F_2 , HCl e HI em ordem crescente de polaridade.

2 Por que os compostos iônicos são, em geral, solúveis em água?

3 O gás oxigênio é pouco solúvel em água e o gás amônia (NH_3), razoavelmente solúvel. Dê uma explicação para essas observações.

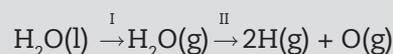
4 A água apresenta temperatura de ebulição muito mais elevada em comparação com os compostos de hidrogênio dos elementos da mesma família da tabela periódica do oxigênio, como o H_2S e o H_2Se . Dê uma explicação para esse fato.

5 Tanto o metano (CH_4) quanto o octano (C_8H_{18}) são formados por moléculas apolares. Explique o fato de o metano ser gasoso, e o octano, líquido.



DESAFIO

Considere os processos I e II representados pelas equações:



Indique quais ligações são rompidas em cada um dos processos.

Unicamp 1990, segunda fase. Disponível em: <http://www.comvest.unicamp.br/vest_anteriores/1990/download/QUI_HIS.pdf>. Acesso em: 4 set. 2014.

MOMENTO CIDADANIA



A importância da informação

Os produtos consumíveis, quando industrializados, recebem um rótulo com algumas informações. A leitura do rótulo permite não só que o produto seja utilizado da melhor forma possível, como também que acidentes sejam evitados. Embora o acesso à informação tenha melhorado, muito ainda é necessário para que todos possam usufruir dela.

Um aspecto importante e que tem sido negligenciado pelas autoridades é o de informações que alertem para o perigo de se utilizar certos produtos que são encontrados em qualquer supermercado. Por exemplo, alguns produtos de limpeza comuns em nossas vidas, como a popular água de lavadeira e o ácido muriático (ácido clorídrico impuro), não apresentam em seus rótulos informações sobre o perigo existente ao utilizá-los juntos. Tanto um quanto o outro podem ser usados na limpeza de pisos; no entanto, misturá-los é um erro que pode causar sérios problemas à saúde.

Ao misturar os dois líquidos, ocorre uma reação e o gás cloro é formado. Este é um gás verde mais denso que o ar e extremamente tóxico, que provoca sufocamento com facilidade caso não se abandone o local rapidamente. Além da toxicidade, esse gás queima as vias respiratórias, contribuindo para o sufocamento e, por ser mais denso que o ar, fica próximo ao solo, o que dificulta que o ar atmosférico o espalhe.

Infelizmente, os fabricantes dos dois produtos não alertam a população dos perigos que correm ao se manipular esses produtos.

**PENSE
SOBRE...**

Alguns alimentos são enriquecidos pela adição de vitaminas, que podem ser solúveis em gordura ou em água. As vitaminas solúveis em gordura são formadas por moléculas apolares. Já as vitaminas solúveis em água possuem moléculas com alta proporção de átomos eletronegativos, como o oxigênio e o nitrogênio, que promovem forte interação com a água e, se consumidas em excesso, podem ser eliminadas pela urina.

Pense sobre a razão de as vitaminas hidrossolúveis, como a vitamina C, não representarem perigo quando ingeridas em excesso.

E as vitaminas lipossolúveis (solúveis em gorduras), elas podem ser ingeridas em excesso, sem perigo?

HORA DA CHECAGEM**Atividade 1 - Interações entre moléculas**

- 1 Após consultar a tabela periódica, verifica-se que F_2 é uma molécula apolar e que HI e HCl são moléculas polares. Como o cloro é mais eletronegativo que o I, a molécula de HCl é mais polar que a de HI. Portanto, em ordem crescente de polaridade, a resposta fica: $F_2 < HI < HCl$.
- 2 Os compostos iônicos são, em geral, solúveis em água que, formada por moléculas polares, interage com os íons desses compostos, permitindo sua dissolução.
- 3 O gás oxigênio (O_2) é formado por moléculas apolares e interage muito pouco com a água, que é formada por moléculas polares; a amônia é formada por moléculas polares, o que facilita sua interação com a água.
- 4 As ligações de hidrogênio se formam entre as moléculas da água, tornando mais difícil separá-las. Assim, a água apresenta temperatura de ebulição elevada. Esse tipo de interação não ocorre em outros hidretos da família do oxigênio.
- 5 Embora tanto o octano quanto o metano sejam formados por moléculas apolares, a molécula do octano é maior que a do metano, apresentando maior massa. Assim, a interação entre as moléculas do octano é maior que a interação entre as moléculas de metano e, por esse motivo, o metano é gasoso, e o octano, líquido.

Desafio

A equação I representa a evaporação da água. Nela, são rompidas as ligações de hidrogênio existentes na água líquida, permitindo sua passagem para o estado gasoso. Na equação II, são rompidas as ligações covalentes entre o hidrogênio e o oxigênio, quebrando as moléculas de água e dando origem ao gás hidrogênio e ao gás oxigênio.

TEMAS

1. Água, um bem que precisa ser preservado
2. Poluição e tratamento da água
3. A água é o nosso principal solvente

Introdução

Nesta Unidade você conhecerá melhor um dos mais valiosos recursos de que se dispõe: a água. O objetivo será estudar seus usos, seu tratamento, bem como suas principais fontes poluidoras. Como a maior parte das reações químicas ocorre em meio aquoso, você estudará o cálculo das quantidades das substâncias dissolvidas em água e as diferentes formas de representar suas concentrações. Para finalizar a Unidade, será discutido como se pode calcular as quantidades envolvidas nas reações em meio aquoso.

Água, um bem que precisa ser preservado

TEMA 1

O objetivo deste tema será informar sobre a importância da água, suas principais fontes poluidoras e algumas maneiras de tratá-la. Tanto a água que é distribuída à população quanto a que já foi utilizada precisam passar por tratamento para ter boa qualidade antes de ser consumida ou descartada no meio ambiente. Você também estudará o ciclo hidrológico, tão importante para a nossa sobrevivência.



O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Você já deve ter observado que tudo que é descartado de nossas casas pelos ralos, privadas etc. tem um destino comum: um curso de água. Por que um curso de água é o destino desse descarte? Qual propriedade da água permite que ela leve o que é descartado?

A água existe nos três estados físicos em nosso planeta. Quando você ouve falar em umidade relativa, em qual dos estados físicos da água você pensa?

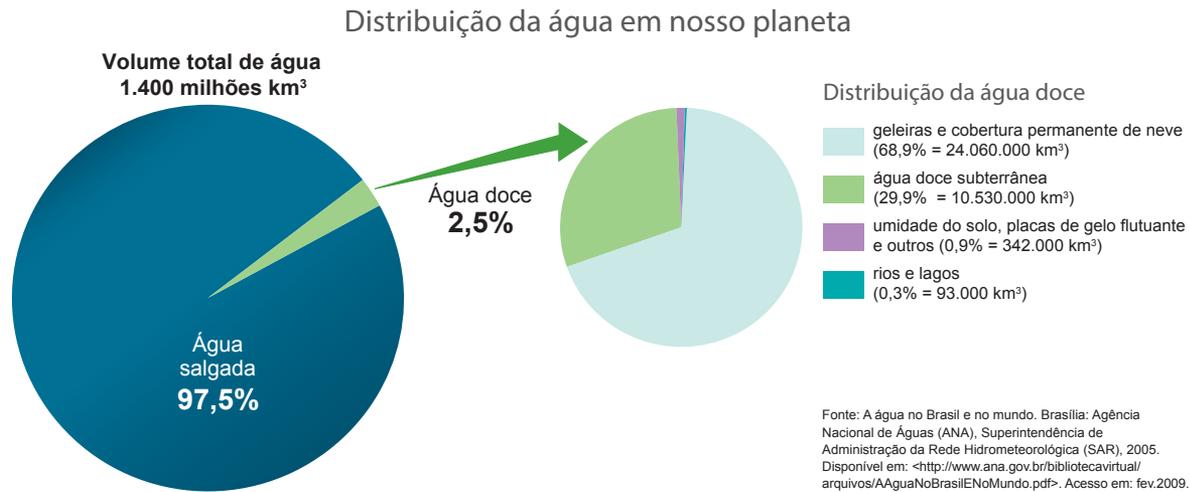


A distribuição da água no planeta Terra

A água constitui o mais valioso dos recursos de que o ser humano dispõe. Estima-se que o volume total de água no planeta seja de 1,4 bilhão de quilômetros

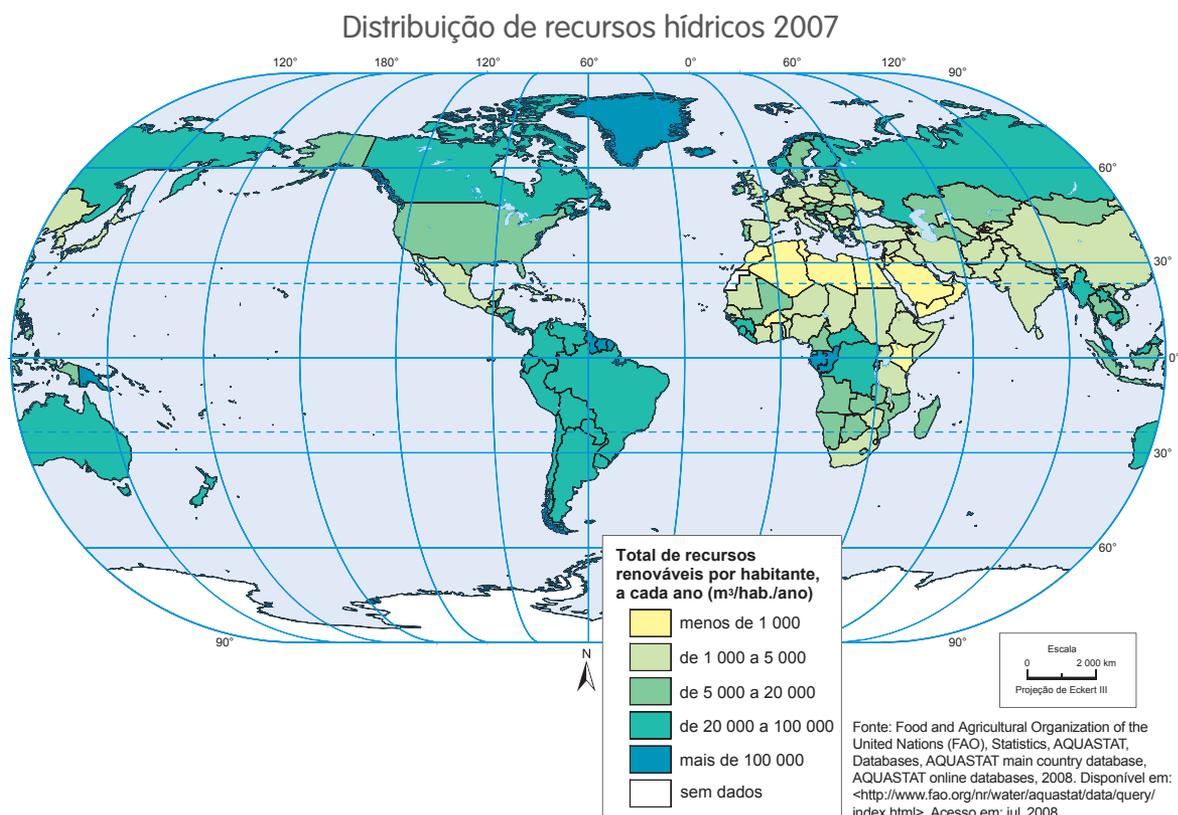
cúbicos, ou seja, $1,4 \cdot 10^{21}$ litro (1.400.000.000.000.000.000 litros), que cobrem $\frac{3}{4}$ da superfície terrestre e integram, também, a atmosfera.

Desse volume de água, apenas 2,5% corresponde à água doce, e só 0,3% da água doce está disponível na superfície para uso imediato. Veja o gráfico a seguir.



IBGE. *Atlas geográfico escolar: Ensino Fundamental*, do 6º ao 9º ano. Rio de Janeiro: IBGE, 2010, p. 107.

Além de ser bastante reduzido, o volume total de água doce disponível para consumo não está distribuído homogeneamente no mundo.



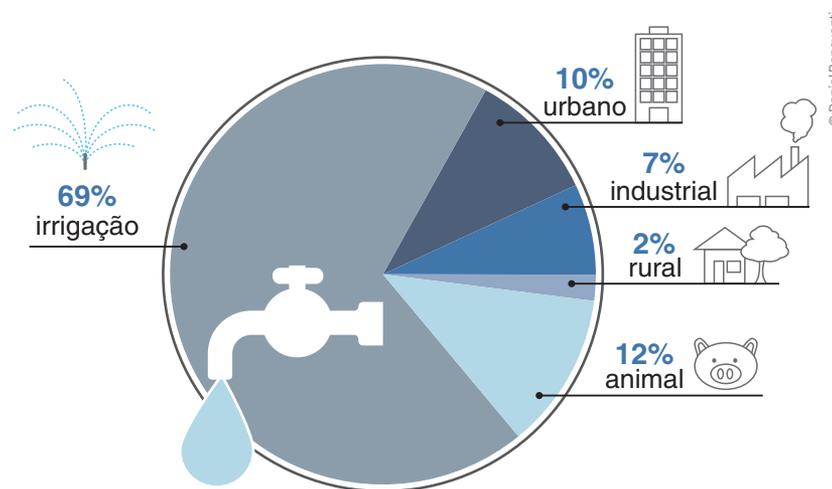
IBGE. *Atlas geográfico escolar: Ensino Fundamental*, do 6º ao 9º ano. Rio de Janeiro: IBGE, 2010, p. 107. Mapa original (supressão da escala numérica).

Em diversos lugares do mundo, inclusive no Brasil, parte da água utilizada é devolvida à natureza sem tratamento, diminuindo sua disponibilidade e encarecendo seu tratamento para uso. As habitações em áreas próximas a mananciais (fontes de água superficiais ou subterrâneas usadas para o abastecimento público) e o uso indiscriminado de defensivos agrícolas e fertilizantes contribuem para poluir esses mananciais. Assim, nosso país já apresenta problemas para abastecer a população com água de boa qualidade.

A água é considerada um bem precioso, pois além de seu papel fundamental em nossas residências e na hidratação de nosso corpo, várias atividades humanas também a utilizam. A figura a seguir mostra a distribuição do consumo de água em diversas atividades no Brasil.

FICA A DICA!

- O link a seguir fornece informações sobre a distribuição de água no Brasil. Disponível em: <<http://www.daescs.sp.gov.br/index.asp?dados=ensina&ensi=brasil>>. Acesso em: 27 ago. 2014.
- A Agência Nacional das Águas (ANA) elaborou o Atlas Brasil, um acervo de nossos recursos hídricos e os problemas que o Brasil enfrenta e poderá enfrentar em relação a esse recurso. Visite o site e aprofunde seus conhecimentos acerca desse assunto tão atual. Disponível em: <<http://www.ana.gov.br/atlas>>. Acesso em: 27 ago. 2014.



Fonte: AGÊNCIA Nacional de Águas (ANA). *Conjuntura dos recursos hídricos no Brasil*, 2009, p. 91.
Disponível em: <http://conjuntura.ana.gov.br/conjuntura/Downloads/2009/1%20-%20RELAT%C3%93RIO%20DE%20CONJUNTURA/Conjuntura_2009.pdf>. Acesso em: 28 jan. 2015.

A água disponível para uso acabaria rapidamente caso não existisse o ciclo hidrológico, que assegura sua renovação contínua, o que faz da água o principal recurso renovável.

ORIENTAÇÃO DE ESTUDO

Fichamento

O fichamento é um procedimento que auxilia os estudos, pois favorece o registro organizado das informações. Ele recebe esse nome porque, antigamente, esse tipo de registro era feito em fichas; atualmente, apesar de algumas pessoas ainda utilizarem as fichas, é mais comum que se utilize um caderno ou o computador para escrevê-lo. A ideia é poder consultar as fichas ou as anotações em estudos posteriores, sem precisar voltar obrigatoriamente ao texto original.

Para isso, a primeira coisa importante a fazer é registrar a identificação do texto, isto é, sua referência bibliográfica: autor, título, local da edição, editora e número de páginas. Assim, é possível reconhecer facilmente a qual texto cada ficha se refere.

Ao fazer o fichamento, é importante ter clareza dos objetivos da leitura, ou seja, o que se pretende registrar sobre o texto. Ao contrário do resumo (que você estudou na Unidade 1 deste Caderno), o fichamento não precisa, obrigatoriamente, trazer todas as ideias principais do texto, a não ser que esse seja o seu objetivo. No fichamento, é preciso registrar somente o que se deseja ou se precisa destacar de cada texto.

Uma primeira leitura integral do texto é fundamental para se fazer um bom fichamento. Ela pode ser norteada pelas seguintes questões: De que trata o texto? O que me interessa no assunto desse texto?

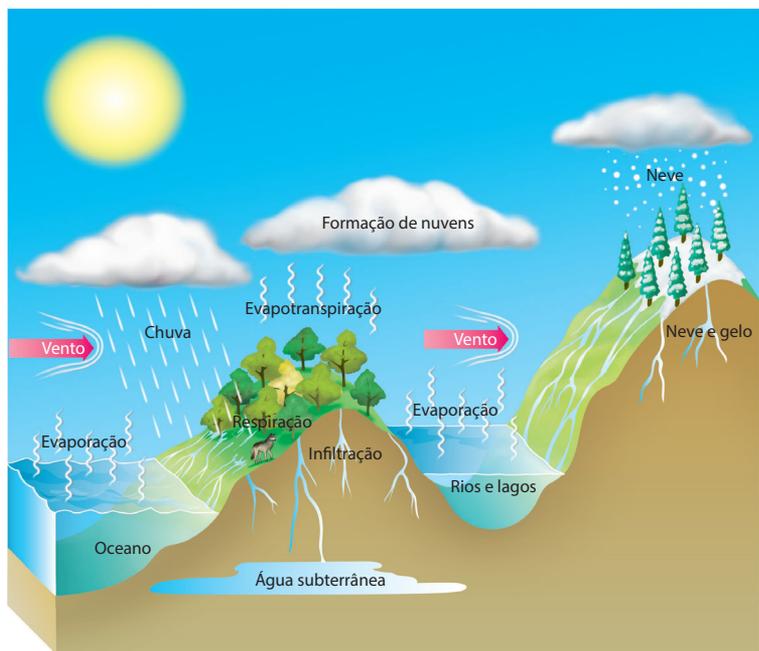
Depois, é possível fazer uma nova leitura para identificar as informações que são consideradas mais relevantes, seja por concordar com elas, seja por discordar delas. Ao registrar essas informações na ficha, pode-se organizá-las de uma forma simples, que facilite o acesso a elas quando necessário; algumas possibilidades são: registrar as ideias em tópicos; citar partes do texto; resumir as ideias do autor. Mas também é importante registrar as opiniões que se tem dessas ideias, comentá-las, a fim de deixar clara a posição que se assume perante o texto e as ideias do autor. Com isso, ao retomar o fichamento em momentos posteriores, é possível “reviver” toda a situação de leitura e de estudo desse texto.

Procure fazer fichamentos dos textos que você precisa estudar.

O ciclo hidrológico

A água é encontrada na natureza nos três estados físicos: sólido, líquido e gasoso. No ciclo hidrológico, as mudanças de estado físico por evaporação, condensação, solidificação e fusão envolvem a energia solar e a ação da gravidade.

O ciclo hidrológico, representado na figura a seguir, mantém e renova o suprimento de água em nosso planeta.



Ciclo hidrológico da água.

VOCÊ SABIA?

As nuvens são formadas por gotículas de água e cristais de gelo, por isso são visíveis. Já o vapor de água não pode ser visualizado.

O Sol é responsável pela evaporação da água nos continentes e nos oceanos que, acrescida da água da **evapotranspiração** das plantas, forma as nuvens na atmosfera. Sob determinadas condições, a água que se encontra nas nuvens pode precipitar, em razão da ação da gravidade, na forma de chuva, grizo, orvalho e neve.

Evapotranspiração

Da água absorvida do solo pelas plantas, parte é utilizada em seus processos metabólicos, como a fotossíntese, e parte evapora das plantas para a atmosfera. A água que evapora das plantas pela transpiração é chamada de evapotranspiração.

A água, ao cair sobre a superfície da Terra, pode fluir até um lago ou rio ou ser absorvida pelo solo formando os aquíferos, reservatórios de água subterrâneos, ou retornar à superfície formando as nascentes, pântanos e fontes. Nas regiões muito frias, a água pode formar grandes massas de gelo, os glaciais, que, ao derreter, devolvem à superfície água no estado líquido.



O calor do Sol, a evapotranspiração, a condensação e a precipitação da água pela gravidade mantêm o ciclo hidrológico e renovam o suprimento de água do planeta.

ATIVIDADE 1 O ciclo da água

1 A quantidade de água disponível para consumo humano é suficiente para abastecer a atual população mundial, no entanto, em muitas regiões do planeta, a população sofre com a falta de água. Com base no que foi estudado, explique esse fato.

2 Quais mudanças de estado físico da água ocorrem no ciclo hidrológico? Procure exemplificar.

3 Como o ser humano interfere na disponibilidade de água doce em nosso planeta?

4 Atualmente, é cada vez mais comum a utilização, pelo poder público, do que é conhecido por água de reúso para lavar ruas, regar parques públicos etc. O que se chama de água de reúso?



**PENSE
SOBRE...**

A agricultura é uma das atividades que mais consome água, e o Brasil é um grande produtor e exportador de alimentos. Seria correto, então, afirmar que, ao exportar alimentos, o país também, de certa maneira, está exportando água?

**DESAFIO**

Considerando os custos e a importância da preservação dos recursos hídricos, uma indústria decidiu purificar parte da água que consome para reutilizá-la no processo industrial.

De uma perspectiva econômica e ambiental, a iniciativa é importante porque esse processo

- permite que toda água seja devolvida limpa aos mananciais.
- diminui a quantidade de água adquirida e comprometida pelo uso industrial.
- reduz o prejuízo ambiental, aumentando o consumo de água.
- torna menor a evaporação da água e mantém o ciclo hidrológico inalterado.
- recupera o rio onde são lançadas as águas utilizadas.

Enem 2003. Prova amarela. Disponível em: <http://download.inep.gov.br/educacao_basica/enem/provas/2003/2003_amarela.pdf>. Acesso em: 27 ago. 2014.

HORA DA CHECAGEM**Atividade 1 - O ciclo da água**

- Mesmo que a água disponível para consumo humano seja suficiente para abastecer a população mundial, a razão para muitas regiões sofrerem com a falta de água está na distribuição irregular da água doce utilizável em nosso planeta.
- No ciclo hidrológico podem ocorrer as seguintes mudanças de estado físico da água: evaporação, condensação, solidificação e fusão. Essas mudanças podem ser observadas, por exemplo, quando a água de roupas molhadas evapora, ou quando o gelo derrete a temperatura ambiente etc.
- O ser humano interfere na disponibilidade de água doce poluindo os mananciais, por meio do descarte indiscriminado e sem tratamento de dejetos humanos e animais, fertilizantes, praguicidas, dejetos industriais orgânicos e inorgânicos, resíduos de atividades de mineração, restos de mineração e de processamento de materiais radioativos, uso irresponsável de materiais para transporte de água (tubulações de chumbo, por exemplo) etc.
- Água de reúso é o nome que se dá à água que passa por um tratamento grosseiro que não a torna própria para consumo humano. A água de reúso pode ser utilizada em atividades que não necessitam de água potável, como a lavagem de carros, de calçadas e ruas; a rega das plantas; as descargas de dejetos em esgotos.

Desafio

Alternativa correta: b. A principal função de reutilizar água é diminuir seu consumo.



O objetivo deste tema será discutir algumas formas de poluição da água, além de apresentar o processo de tratamento da água distribuída à população e o tratamento da água servida, aquela descartada de residências, indústrias etc.

Resolva os exercícios apresentados e anote as dúvidas para conversar com seu professor.



O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Em muitas regiões do Brasil, a população ainda consome água não tratada, ficando exposta a inúmeras doenças. Nesse caso, o que você acha que poderia ser feito para torná-la potável?



Alguns contaminantes da água

Em razão da capacidade que a água possui de dissolver um grande número de substâncias, ela se apresenta na natureza na forma de soluções aquosas, ou seja, com várias substâncias dissolvidas nela. Mesmo a água da chuva não é pura, pois, ao cair sobre a superfície da Terra, dissolve substâncias presentes na atmosfera, como os gases dióxido de carbono (CO_2) e o dióxido de enxofre (SO_2), além de alguns sólidos em suspensão. Entre as substâncias que a água é capaz de dissolver também estão as substâncias tóxicas. Além disso, ela é um ótimo meio para a proliferação de microrganismos como bactérias, fungos etc. A água contaminada pode ser, ainda, causadora de doenças como disenteria infecciosa, leptospirose, hepatite, esquistossomose e, portanto, é necessário que a qualidade dela seja monitorada e que ela passe por processos de tratamento.

Existem dois tipos de contaminantes da água, os microbiológicos e os químicos. A contaminação microbiológica é causada pelo descarte indevido de lixo e esgoto nos corpos de água (rios, represas, lagos etc.). A cólera, a febre tifoide, a disenteria infecciosa e a leptospirose são as principais doenças causadas pelo uso de água contaminada por agentes biológicos.

Na contaminação química, algumas causas são o uso de defensivos agrícolas, fertilizantes, produtos que as indústrias de alguma forma liberam na natureza, como solventes e subprodutos de suas atividades. Os metais pesados, como o chumbo, o cádmio, o cromo, o mercúrio, o níquel e o zinco, são os principais contaminantes



químicos. Além de seus efeitos tóxicos, uma vez ingeridos, eles são acumulados em nosso organismo, podendo causar doenças futuras. Além dos metais pesados, solventes orgânicos como benzeno e tolueno, muito utilizados nas indústrias químicas, são potencialmente danosos à saúde.

O tratamento e o controle da qualidade da água diminuíram as doenças disseminadas por ela em muitas regiões de nosso país, mas ainda há muito a ser feito para que toda a população receba água tratada, de boa qualidade.

Para garantir a potabilidade da água distribuída à população, ela deve, portanto, ser monitorada por meio de análises que comprovem sua qualidade. Além desses controles, a água destinada à população deve passar por uma estação de tratamento. Nos locais em que a população consome água de poço, a água deve ser testada regularmente.

ATIVIDADE

1 A água e seus contaminantes

1 De acordo com o texto, indique os contaminantes que os corpos de água (rios, represas, lagos etc.) podem apresentar. Dê exemplos das fontes desses contaminantes.

2 Quais as principais medidas que podem ser tomadas para diminuir a poluição das águas gerada pelo esgoto doméstico e industrial?

FICA A DICA!

Para mais informações sobre os principais contaminantes da água, seus efeitos e os limites aceitáveis na água que é consumida, acesse os links:

- CETESB. *Águas superficiais*. Disponível em: <<http://www.cetesb.sp.gov.br/agua/%C3%81guas-Superficiais/34-Vari%C3%A1veis-de-Qualidade-das-%C3%81guas>>. Acesso em: 27 ago. 2014.
- BRASIL. Ministério da Saúde. Portaria n. 2.914, de 12 de dezembro de 2011. Disponível em: <http://bvsms.saude.gov.br/bvs/saudelegis/gm/2011/prt2914_12_12_2011.html>. Acesso em: 27 ago. 2014.

Tratamento de água

A água proveniente dos mananciais, ao chegar às estações de tratamento, contém sólidos em suspensão e microrganismos que se desenvolvem com facilidade em meio aquoso.

As estações de tratamento de água têm papel fundamental na prevenção de doenças, sendo um dos pilares do saneamento básico. O fornecimento de água de qualidade é um direito de toda a população e um dever do Estado.

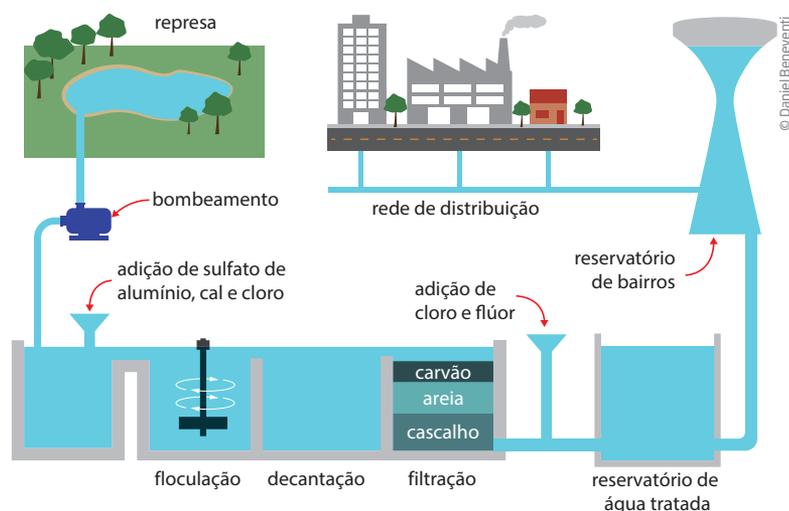
Das 214 estações de tratamento de água da Sabesp (Companhia de Saneamento Básico do Estado de São Paulo), 28 abastecem a Região Metropolitana de São Paulo. As restantes fornecem água aos municípios do interior e do litoral do Estado. Atualmente são tratados 111 mil litros de água por segundo.

A água, ao chegar a uma estação de tratamento, passa por uma grade, que tem por função retirar materiais de grande volume, e recebe uma primeira dose de cloro para eliminar metais e matéria orgânica; é a etapa de *precloração*.

Em seguida, a água é levada aos tanques de decantação, onde recebe cal e sulfato de alumínio, um agente coagulante que facilita a aglomeração das partículas sólidas; é a etapa de *floculação*. Do tanque de *floculação*, a água vai para o tanque de *decantação*, onde ocorre a separação da maior parte do sólido existente, que vai para o fundo do tanque por causa da ação da gravidade. O fundo do tanque de decantação é limpo periodicamente.

Após a decantação, a água é submetida à *filtração*, atravessando tanques formados por pedras, areia e carvão antracito (tipo de carvão mineral amplamente utilizado em filtros de tratamento de água). Nessa fase, são retidos os sólidos que restaram da fase anterior, ou seja, da decantação.

No final, o pH, ou seja, o índice de acidez da água é acertado para os valores entre 6,0 e 9,5, que são os ideais para o consumo. Além disso, a água recebe mais uma dose de cloro, para garantir que fique isenta de microrganismos patogênicos (causadores de doenças), e uma dose de flúor, que ajuda na prevenção de cáries.



O esquema mostra as etapas de tratamento de água, a fim de torná-la potável.

Após o tratamento, a água é armazenada e enviada para reservatórios de bairros para ser encaminhada aos domicílios.

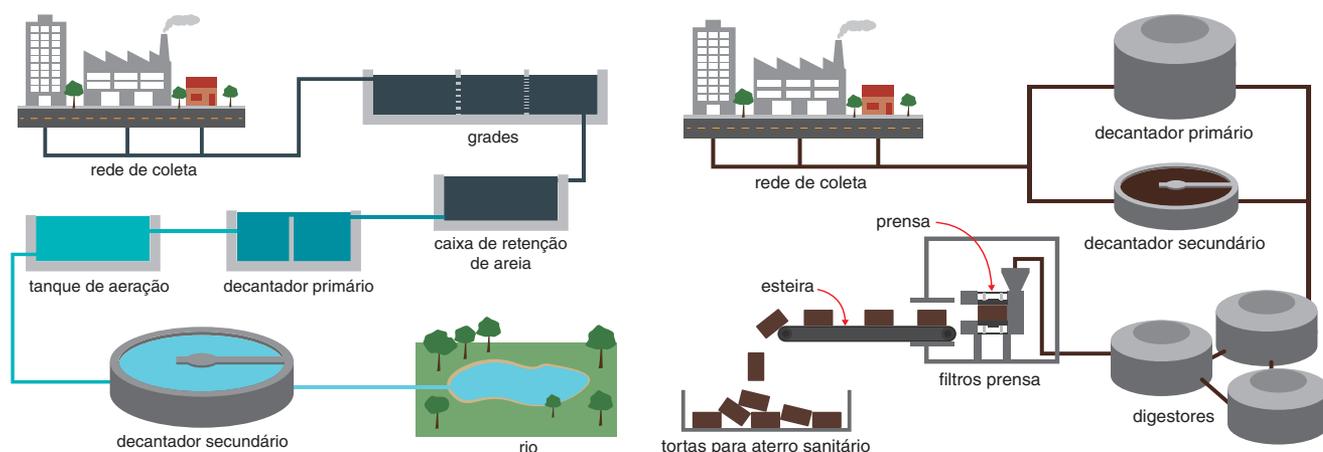
Ao analisar o processo de tratamento da água, você pode identificar vários métodos de separação já estudados no Volume 1.

Tratamento de esgoto

Tão importante quanto o tratamento da água que chega às casas, o tratamento do esgoto é fundamental para evitar que ele contamine o solo e, conseqüentemente, os rios, lagos, águas subterrâneas, atingindo, dessa forma, os mananciais. Há várias formas de se tratar o esgoto, dependendo das características físicas, químicas e biológicas do local.

Você estudará o método utilizado na Região Metropolitana de São Paulo pela Sabesp. Esse método é chamado de *tratamento por lodos ativados* e envolve duas etapas: uma de tratamento da fase líquida e outra de tratamento da fase sólida.

É um método biológico, no qual o esgoto bruto é agitado e aerado, para que, durante o processo, os microrganismos alimentem-se da matéria orgânica presente no esgoto, fermentando-a. Dessa forma, diminui-se a carga poluidora e a parte sólida é separada. Após o processo de separação, a parte líquida (água) é lançada nos rios e mares ou usada na limpeza pública ou para regar jardins, e a parte sólida é enviada aos aterros sanitários.



A primeira imagem mostra as etapas do tratamento da parte líquida, e a segunda, o tratamento da parte sólida dos esgotos.

FICA A DICA!

Para obter mais informações sobre o tratamento da água no Estado de São Paulo, acesse o site da Sabesp. Disponível em: <<http://site.sabesp.com.br/site/interna/Default.aspx?secaoId=47>>. Acesso em: 27 ago. 2014.



Caso queira aprofundar seu estudo, o site da Sabesp, sugerido quando se falou de tratamento de água, é também indicado para que você conheça melhor sobre tratamento de esgoto.

ATIVIDADE 2 O tratamento da água

1 A disenteria infecciosa é comum no Brasil, principalmente nas regiões mais pobres. Qual a principal razão de a diarreia ser tão comum nessas regiões?

2 Identifique no texto os métodos de separação utilizados nas estações de tratamento de água.

3 No tratamento de esgotos, o principal método utilizado em São Paulo é o biológico. Em que se baseia esse método?



Imagine que você é o governador de um Estado. Uma vez definido o orçamento para aquele ano e como as verbas deverão ser utilizadas, surgiu uma verba extra para ser destinada ao saneamento básico ou à assistência médica. Reflita sobre como você utilizaria essa verba e por quê.





DESAFIO

A obtenção de água doce de boa qualidade está se tornando cada vez mais difícil devido ao adensamento populacional, às mudanças climáticas, à expansão da atividade industrial e à poluição. A água, uma vez captada, precisa ser purificada, o que é feito nas estações de tratamento. Um esquema do processo de purificação é:



em que as etapas B, D e F são:

B – adição de sulfato de alumínio e óxido de cálcio,

D – filtração em areia,

F – fluoretação.

Assim sendo, as etapas A, C e E devem ser, respectivamente,

- filtração grosseira, decantação e cloração.
- decantação, cloração e filtração grosseira.
- cloração, neutralização e filtração grosseira.
- filtração grosseira, neutralização e decantação.
- neutralização, cloração e decantação.

Fuvest 2009. Disponível em: <<http://www.fuvest.br/vest2009/provas/p1f2009v.pdf>>. Acesso em: 27 ago. 2014.

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - A água e seus contaminantes

1 Os contaminantes podem ser microbiológicos ou químicos. O primeiro tipo, pelo lixo e esgoto doméstico descartados sem tratamento; o segundo tipo, pelas indústrias e atividades agrícolas.

2 São medidas que podem ser tomadas para diminuir a poluição das águas gerada pelo esgoto doméstico e industrial: tratar o esgoto doméstico, controlar a ocupação em regiões de mananciais e cobrar das indústrias o tratamento de seus efluentes.

Atividade 2 - O tratamento da água

1 Nas regiões mais pobres do Brasil, a população consome água que não é tratada e que pode estar contaminada por microrganismos patogênicos.

2 Os métodos de separação utilizados nas estações de tratamento de água são a decantação e a filtração.

3 No método biológico de tratamento de esgoto, que é o principal método utilizado em São Paulo, criam-se as melhores condições para a proliferação de microrganismos, que vão fermentar a matéria orgânica, diminuindo, assim, a carga poluidora.

Desafio

Alternativa correta: a. A primeira etapa (A) é uma filtração grosseira para evitar que grandes objetos cheguem à estação de tratamento. Após a adição dos floculantes (B), há a decantação (C). A etapa (E) é a adição de cloro para a desinfecção.



Pelas características da água e sua disponibilidade, ela é o principal solvente encontrado na natureza e também o meio onde ocorrem várias reações químicas, como as que mantêm a vida dos organismos. A água é um ótimo solvente para as substâncias que formam a crosta terrestre, que são, em sua maioria, compostos iônicos. A capacidade de dissolver pode ser quantificada, isto é, transformada em valores. A **solubilidade** é o termo usado para representar a quantidade máxima que se pode dissolver de determinada substância na água ou em outro solvente. Neste tema, você estudará como são representadas as quantidades de solutos nas soluções aquosas, ou seja, uma forma de representar a quantidade de soluto dissolvido em um solvente. Também vai estudar a variação dessas quantidades nas reações químicas que ocorrem em solução.

Não deixe de fazer os exercícios e anotar as dúvidas para discuti-las com o professor.



O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Existem várias formas de representar as quantidades de um soluto dissolvido em um solvente. O que você entende da informação encontrada em um rótulo de uma bebida que apresenta açúcar na concentração de 6,5 g/L?

Se um suco de uva apresenta determinada concentração de açúcar, ao dividir o suco em copos para servi-lo, você acha que a concentração de açúcar se altera?

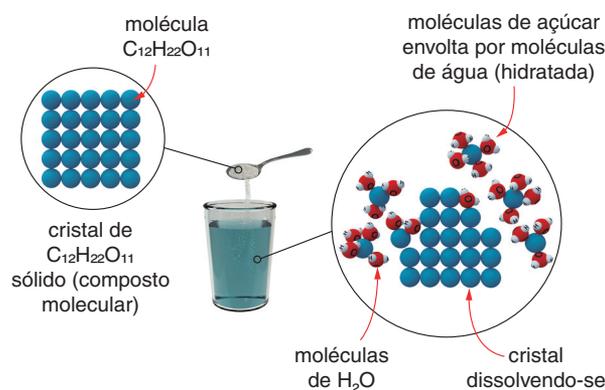


Soluções e solubilidade

Quando se adiciona certa quantidade de açúcar (ou sal) à água, o sólido “parece desaparecer”, e é comum dizer que ele se dissolveu. O sistema resultante é homogêneo. Não se percebem as partículas de açúcar, mas a presença dele é evidenciada pelo sabor adocicado que transmite à água. O processo de dissolver sólidos em água é chamado *dissolução*. A mistura resultante tem aspecto homogêneo e é chamada *solução*. O açúcar, substância que se dissolve, recebe o nome de *soluto*, e a água é chamada *solvente*. Quando o açúcar é adicionado à água, no decorrer da dissolução, moléculas de açúcar disseminam-se nas moléculas de água e entre elas surgem interações de natureza elétrica. Assim, para que um sólido e um líquido formem uma solução, é necessário que as interações entre



partículas de soluto e partículas de solvente sejam mais intensas que as interações das partículas de soluto entre si e das partículas de solvente entre si.



As soluções são misturas homogêneas de dois ou mais componentes e podem ser: sólidas, como o bronze; líquidas, como o vinagre; ou gasosas, como o ar atmosférico. A tabela a seguir apresenta alguns exemplos de soluções e seus respectivos componentes:

Estado físico	Nome da solução	Componentes principais
Sólido	Aço	Ferro e carbono
	Bronze	Cobre e estanho
	Prata de lei	Cobre e prata
	Latão	Cobre e zinco
	Solda	Estanho e chumbo
Líquido	Vinagre	Água e ácido acético
	Álcool combustível	Água e álcool
	Soro fisiológico	Água e sais minerais
	Gasolina nacional	Gasolina e álcool
Gasoso	Ar atmosférico	Oxigênio e nitrogênio

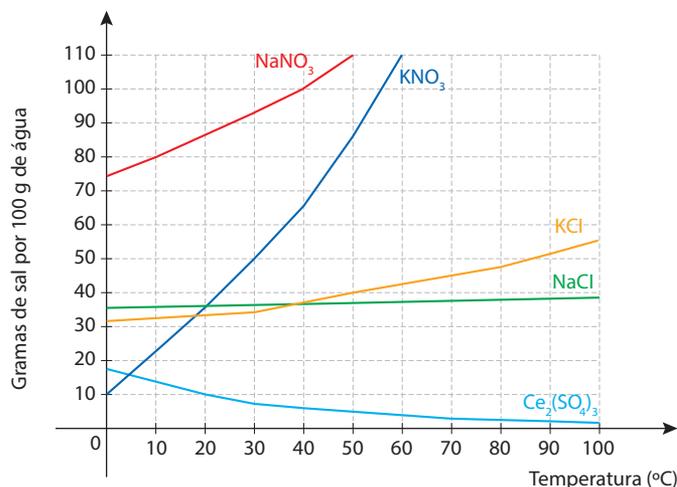
As soluções *aquosas*, em que o solvente é a água, são as mais importantes para os seres vivos. É por meio das soluções aquosas que as plantas retiram seus alimentos do solo. Elas permitem que minerais solúveis em água, como o sulfato de amônio e o nitrato de amônio, entrem na composição dos fertilizantes e sejam absorvidos pelas raízes dos vegetais. O plasma sanguíneo e os fluidos dos tecidos são exemplos de soluções aquosas, assim como a água ingerida diariamente pelas pessoas é uma solução aquosa de sais minerais.

É possível dissolver qualquer quantidade de sólido em determinada quantidade de água? Experiências indicam que não; há um momento em que, ao acrescentar

mais sólido a determinada quantidade de água, ele não se dissolve mais, ou seja, foi alcançada a quantidade máxima possível de dissolução. Essa quantidade chama-se *solubilidade*, é característica do soluto e do solvente e depende da temperatura e da pressão.

A solubilidade, portanto, é a *máxima quantidade de soluto que se pode dissolver em certo volume de solvente a dada temperatura e a dada pressão*. A solução que contém a máxima quantidade de soluto é chamada de solução *saturada*.

A solubilidade de um sólido depende do solvente utilizado e da temperatura. Na maioria das vezes, quanto maior a temperatura, maior a solubilidade. O gráfico mostra a variação da solubilidade de alguns sais com a temperatura. Como você pode ver no gráfico, a solubilidade dos sais, em geral, aumenta com o aumento da temperatura. No entanto, existem sais cuja solubilidade quase não varia e aqueles cuja solubilidade reduz com o aumento da temperatura.



ATIVIDADE 1 Solubilidade

1 Analisando os dados fornecidos pelo gráfico de solubilidade, qual a quantidade máxima de cloreto de sódio (NaCl) que pode ser dissolvida em 100 g de água a 20 °C?

2 Analisando as informações do gráfico, qual dos sais é o mais solúvel a 20 °C?

3 Dos sais apresentados no gráfico, qual apresenta a maior variação em sua solubilidade quando a temperatura passa de 20 °C para 50 °C?



Unidades de concentração

A composição de uma solução, como já mencionado, é chamada de *concentração*. Ela expressa a relação entre a quantidade de soluto e a quantidade total da solução. Serão discutidas agora as diferentes formas de representar as concentrações.

Concentração comum

Uma das maneiras de expressar a concentração é relacionar a quantidade em massa do soluto (em miligramas ou em gramas), contida no volume de 1 L de solução. Essa relação é conhecida como *concentração comum*. Quando se representa a concentração de uma solução de açúcar por 5 g/L, significa que em 1 L da solução (água + açúcar) há 5 g de açúcar. Com essa informação, pode-se calcular a quantidade de açúcar em qualquer volume da solução. Por exemplo: em 100 mL da solução, há 0,5 g de açúcar, já que o volume da solução é dez vezes menor. A quantidade do soluto é proporcional ao volume da solução.

Veja alguns exemplos:

- Em 500 mL de uma solução de NaCl de concentração 3,50 g/L, há 1,75 g de NaCl.
- Em 3 L de uma solução de NaOH de concentração 4 g/L, há 12 g de NaOH.

Porcentagem em massa e porcentagem em volume

Outras formas de representar a concentração de uma solução podem ser utilizadas dependendo da necessidade. A *porcentagem em volume* e a *porcentagem em massa* são algumas delas. Observe alguns exemplos para que essas formas de concentração fiquem claras. O primeiro exemplo tratará da porcentagem em massa, que é a massa do soluto por volume de solução.

Suponha que em um rótulo de um frasco contendo 75 mL de vinagre há a informação: **4% de ácido acético (m/V)**. Qual será a massa de ácido acético contida nesse frasco?

Para responder à questão, você precisa interpretar a informação fornecida, ou seja, a notação “4% de ácido acético (m/V)”. Ela indica que em 100 mL de vinagre (a solução), 4 g são de ácido acético (o soluto). Para calcular a quantidade de ácido acético em 75 mL de vinagre, basta saber que ela é proporcional ao valor indicado no rótulo:



4 g de ácido acético _____ em 100 mL de vinagre
 x g de ácido acético _____ em 75 mL de vinagre

$$x = 4 \cdot \frac{75}{100} = 3 \text{ g de ácido acético}$$

Logo, a massa de ácido acético contida em 75 mL de vinagre a 4% de ácido acético (m/V) é 3 g.

Veja outros exemplos utilizando a porcentagem de massa.

Supondo que a concentração de cloreto de sódio (NaCl) em uma amostra de solução salina é de 3% (m/m), qual a massa de água em 100 g dessa solução?

A informação “3% (m/m)” indica que em cada 100 g de solução há 3 g de NaCl, e, como em 100 g de solução há água e sal e 3 g é da massa de sal, os outros 97% serão água. Portanto:

$$97\% \text{ de } 100 \text{ g (massa total)} = 97 \text{ g, a massa da água}$$

Sabendo que a densidade da água do mar a 25 °C é 1,025 g/cm³, qual o volume correspondente a 100 g dessa amostra de água do mar?

Como a densidade é calculada pela expressão $\frac{m}{V}$, o valor da massa total dividido pelo volume, tem-se:

$$d = 1,025 \text{ g/cm}^3$$

$$m = 100 \text{ g (massa da solução)}$$

$$V = ?$$

$$\text{Assim, tem-se } 1,025 = \frac{100}{V}$$

$$V = \frac{100}{1,025}$$

$$V = 97,5 \text{ cm}^3$$

No preparo de 500 kg de água salgada para ser utilizada em um aquário, qual deve ser a massa de NaCl necessária para que a solução tenha a concentração de 3% (m/m)?

Como a concentração de NaCl deve ser de 3% em massa, e a massa da solução é de 500 kg, você deve calcular a porcentagem de NaCl da seguinte forma:

500 kg _____ 100% (a massa de toda a solução)
 Massa do NaCl _____ 3%

$$\text{Massa do NaCl} = 500 \text{ kg} \cdot \frac{3}{100} = 15 \text{ kg de NaCl}$$



Veja um exemplo de porcentagem $\frac{\text{volume}}{\text{volume}}$.

O álcool vendido atualmente nos supermercados e farmácias (álcool 54 °GL) apresenta concentração de 54% em volume, o que significa que 54% do volume da mistura é álcool e 46% do volume da mistura é água. Qual o volume de álcool em uma amostra de 2 litros de álcool 54% em volume?

Como a porcentagem está em volume, é só determinar o equivalente a 54% de 2 litros:

$$\begin{array}{ccc} 54 \text{ volumes de álcool} & \text{—————} & 100 \text{ volumes da mistura} \\ x \text{ L de álcool} & & 2 \text{ L da mistura} \end{array}$$

$$\text{Volume de álcool} = 54 \cdot \frac{2}{100} = 1,08 \text{ L de álcool}$$

Partes por milhão (ppm)

Partes por milhão (ppm) é uma unidade bastante utilizada para indicar quantidades muito pequenas de soluto em uma solução. *Essa unidade representa quantas partes de dado componente estão presentes em 1 milhão de partes da solução.*

Nas soluções aquosas em que a concentração do soluto é muito pequena, considera-se que 1 L da solução corresponde a 1 kg, ou seja, 1.000.000 mg. Assim, em uma solução em que a concentração de íons cloreto (Cl^-) é de 0,001 mg/L, há 0,001 g de Cl^- em 1 L da solução ou em 1.000.000 mg, de modo que a concentração 0,001 mg/L corresponde a 0,001 ppm de Cl^- em água.

Veja alguns exemplos:

1º exemplo: uma amostra de água foi analisada e constatou-se que havia $1 \cdot 10^{-7}$ g de mercúrio em 50 L. Qual a concentração em ppm de mercúrio na amostra?

Primeiramente, você deve converter a unidade da massa de mercúrio para mg e depois calcular quanto da substância existe em 1 L de água.

$$1 \text{ g} = 1.000 \text{ mg, portanto, } 1 \cdot 10^{-7} \text{ g} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mg de mercúrio}$$

Cálculo da quantidade de mercúrio em 1 L de água:

Em 50 L, há $1 \cdot 10^{-4}$ mg de mercúrio. Portanto, em 1 L, há uma quantidade 50 vezes menor, $\frac{1 \cdot 10^{-4} \text{ mg}}{50} = 2 \cdot 10^{-6}$ mg de mercúrio em 1 L de água, ou $2 \cdot 10^{-6}$ ppm.

2º exemplo: analisando a tabela, responda aos itens:

Padrão de potabilidade para algumas substâncias químicas que representam risco à saúde			
Parâmetro	Unidade (ppm)	Parâmetro	Unidade (ppm)
Antimônio	0,005	Cromo	0,05
Arsênio	0,01	Mercúrio	0,001
Bário	0,7	Alumínio	0,2
Cádmio	0,005	Ferro	0,3
Cianeto	0,07	Manganês	0,1
Chumbo	0,01	Sódio	200
Cobre	2	Zinco	5

Fonte: BRASIL. Ministério da Saúde. Portaria n. 518/GM, de 25 de março de 2004. Disponível em: <<http://dtr2001.saude.gov.br/sas/PORTARIAS/Port2004/GM/GM-518.htm>>. Acesso em: 2 fev. 2015.

a) Agora, suponha que, ao analisar uma amostra de 100 L de água de um manancial, constatou-se a presença de 5 g de chumbo. A amostra está dentro do padrão permitido em relação ao chumbo?

Como há 5 g de chumbo em 100 L, você pode calcular quanto chumbo há em 1 L, por proporcionalidade:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ L} \quad \text{-----} \quad 5 \text{ g de mercúrio} \\ 1 \text{ L} \quad \quad \quad \text{-----} \quad x \text{ g de mercúrio} \\ \text{Logo, } x = 5 \cdot \frac{1}{100} = 0,05 \text{ g/L} \end{array}$$

Como você já estudou, 1 L de solução aquosa diluída (com pouco soluto) corresponde a 1 kg ou 1.000.000 mg, assim, a concentração de chumbo (em ppm) é 0,05 ppm e, portanto, está acima da concentração permitida, que é 0,01 ppm. Consequentemente, a amostra de água não é potável.

b) Utilizando os parâmetros da tabela, calcule a maior quantidade de alumínio permitida em uma amostra de 100 mL de água para que ela ainda seja considerada potável.

Segundo a tabela, a concentração máxima de alumínio aceita é de 0,2 ppm, o que corresponde a $\frac{2 \text{ mg}}{1.000.000 \text{ mg}}$ ou 2 mg/L. Você pode calcular a quantidade máxima de alumínio permitida em 100 mL utilizando a proporcionalidade entre a concentração e o volume da amostra:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ L ou } 1.000 \text{ mL} \quad \text{-----} \quad 2 \text{ mg de alumínio} \\ 100 \text{ mL} \quad \quad \quad \text{-----} \quad x \text{ mg de alumínio} \\ x = 2 \cdot \frac{100}{1.000} = 0,2 \text{ mg} \end{array}$$

A quantidade máxima de alumínio permitida em 100 mL de água é 0,2 mg.

Quantidade de matéria por litro (mol/L)

Os químicos costumam indicar as concentrações das soluções em mol/L, ou seja, representando a quantidade de matéria (ou número de mols) do soluto presente em 1 L de solução. Nesse modo de expressar a concentração, está implícita a ideia do número de partículas de soluto presente no volume considerado de solução, no caso, 1 L.

Considere as soluções com os seguintes rótulos.



Embora as concentrações estejam expressas em unidades diferentes nesses rótulos, elas representam as mesmas concentrações. Para verificar essa correspondência, é necessário conhecer qual é a massa de 1 mol de CaCl_2 .

Massa de 1 mol de CaCl_2 = massa de 1 mol de átomos de cálcio + massa de 2 mol de átomos de cloro = $40 \text{ g/mol de Ca} + (2 \text{ mol} \cdot 35,5 \text{ g/mol de Cl}) = 111 \text{ g/mol}$.

No primeiro rótulo, a massa de soluto em 1 L de solução corresponde à massa de 55,5 g de cloreto de cálcio.

Como a massa dada é de 55,5 g de CaCl_2 , é necessário descobrir a que quantidade, em mols, corresponde essa massa.

Usando a massa de um mol de CaCl_2 já calculada (111 g), você pode calcular a quantidade em mols utilizando a proporcionalidade entre as massas.

$$\begin{array}{l} 111 \text{ g} \quad \text{—————} \quad 1 \text{ mol de } \text{CaCl}_2 \\ 55 \text{ g} \quad \text{—————} \quad x \text{ mol de } \text{CaCl}_2 \\ x = 55 \cdot \frac{1}{111} \cong 0,5 \text{ mol de } \text{CaCl}_2 \end{array}$$

Ou seja, a concentração de ambas as soluções é a mesma.

ATIVIDADE 2 Concentração das soluções

Calcule a concentração em quantidade de matéria (concentração mol/L) das seguintes soluções:



a) 90 g de glicose, $C_6H_{12}O_6$ (massa molar 180 g/mol) em 0,5 L de solução.

b) 2,0 mol de NaOH em 0,8 L de solução.

c) 0,2 mol de HCl em 200 mL de solução.

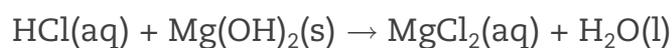
d) 4 g de NaOH em 0,4 L de solução.



Quantidades envolvidas nas reações em solução aquosa

Nas reações que ocorrem em solução aquosa, as concentrações dos solutos indicam as quantidades dos reagentes envolvidos. Assim, pode-se calcular as quantidades envolvidas nas **reações em soluções aquosas**.

Considere o seguinte problema: Alguns medicamentos utilizados para combater a acidez estomacal contêm hidróxido de magnésio. A reação que ocorre entre o ácido do estômago e o hidróxido de magnésio é representada pela equação:

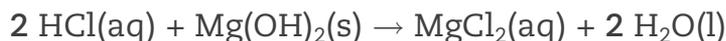


Considerando a equação, qual seria a massa de hidróxido de magnésio necessária para neutralizar 400 mL de solução de HCl de concentração 0,1 mol/L?





- 1º passo – Balancear a equação química.



- 2º passo – Determinar a quantidade de HCl existente na solução.

Como a concentração de HCl é de 0,1 mol/L, o que significa que em 1 litro da solução há 0,1 mol de HCl, calcula-se a quantidade de HCl em 400 mL:

$$\begin{array}{ccc} 1.000 \text{ mL (1 L)} & \text{—————} & 0,1 \text{ mol de HCl} \\ 400 \text{ mL} & \text{—————} & x \text{ mol de HCl} \end{array}$$

$$x = 0,04 \text{ mol de HCl}$$

- 3º passo – Retomar a equação e verificar a proporcionalidade entre as quantidades dos reagentes.

Segundo a equação, 2 mols de HCl necessitam de 1 mol de Mg(OH)_2 . Como a quantidade de HCl é de 0,04 mol, a quantidade de Mg(OH)_2 será a metade da quantidade de HCl, ou seja, 0,02 mol de Mg(OH)_2 .

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ mol de HCl} & \text{—————} & 1 \text{ mol de Mg(OH)}_2 \\ 0,04 \text{ mol de HCl} & \text{—————} & x \text{ mol de Mg(OH)}_2 \end{array}$$

$$x = 0,02 \text{ mol de Mg(OH)}_2$$

- 4º passo – Como o problema pede a massa de Mg(OH)_2 , você tem de transformar o número de mols em massa. Para tanto, é preciso que você, inicialmente, calcule a massa de um mol de Mg(OH)_2 :

$$24 \text{ g/mol de Mg} + (2 \cdot 16 \text{ g/mol de O}) + (2 \cdot 1 \text{ g/mol de H}) = 58 \text{ g/mol de Mg(OH)}_2$$

Agora, usando o valor da massa molar, você pode calcular a massa de 0,02 mol de Mg(OH)_2 :

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de Mg(OH)}_2 & \text{—————} & 58 \text{ g de Mg(OH)}_2 \\ 0,02 \text{ mol de Mg(OH)}_2 & \text{—————} & x \text{ g de Mg(OH)}_2 \end{array}$$

$$x = 1,16 \text{ g de Mg(OH)}_2$$

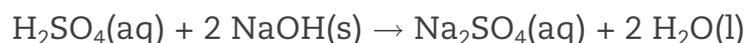
Portanto, é necessário 1,16 g de Mg(OH)_2 para reagir totalmente com 400 mL de solução de HCl com concentração 0,1 mol/L.

Os ácidos reagem com as bases para formar sal e água. Utilizando as quantidades corretas fornecidas pelas equações, pode-se transformar todo o ácido



e toda a base em sal e água, o que provoca o desaparecimento das propriedades de ambos (neutralização total do ácido e da base). Supondo que um químico precise neutralizar 4 g de hidróxido de sódio (NaOH) utilizando uma solução de ácido sulfúrico ($\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$) de concentração 0,1 mol/L, qual deverá ser o volume de $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ necessário?

Em primeiro lugar, é preciso escrever a equação da reação:



Agora, deve-se determinar a quantidade de NaOH em número de mols para comparar com a equação. Para tanto, é preciso calcular a massa de 1 mol de NaOH:

$$23 \text{ g/mol de Na} + 16 \text{ g/mol de O} + 1 \text{ g/mol de H} = 40 \text{ g/mol de NaOH}$$

Sabendo a massa molar de NaOH, é possível calcular o número de mols em 4 g de NaOH:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de NaOH} & \text{-----} & 40 \text{ g de NaOH} \\ x \text{ mol de NaOH} & \text{-----} & 4 \text{ g de NaOH} \end{array}$$

$$x = 0,1 \text{ mol de NaOH}$$

Conhecendo a quantidade de NaOH (em mol) e a proporção ideais para a neutralização total da base (dada pela equação balanceada), você pode calcular a quantidade de H_2SO_4 (em mol) necessária para a neutralização total:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 & \text{-----} & 2 \text{ mol de NaOH} \\ y \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 & \text{-----} & 0,1 \text{ mol de NaOH} \end{array}$$

$$y = 0,05 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Como é necessário 0,05 mol de H_2SO_4 , que está em uma solução do ácido de concentração 0,1 mol/L, é só calcular qual o volume da solução que fornece essa quantidade do ácido:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ L da solução} & \text{-----} & 0,1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \\ z \text{ L da solução} & \text{-----} & 0,05 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

$$z = 0,5 \text{ L da solução}$$

O químico necessita de 0,5 L, ou 500 mL, da solução de H_2SO_4 .

ATIVIDADE 3 Reações em meio aquoso

- 1 Considere um recipiente contendo 50 L de solução 0,40 mol/L de HCl. Qual a massa mínima de carbonato de cálcio necessária para reagir com toda essa quantidade de ácido?



- 2 Qual o número de mols de CO_2 formado na reação do exercício 1?

**VOCÊ SABIA?**

Uma forma de limpar o nariz em épocas de muita poluição atmosférica é lavá-lo com uma solução aquosa de sal de concentração 0,05 mol/L. É possível preparar em casa essa solução. Veja como preparar 200 mL dela:

0,05 mol de NaCl/L corresponde a 0,05 mol de NaCl em 1 L ou 1.000 mL de solução.

Em 200 mL da solução, a quantidade de NaCl deverá ser cinco vezes menor que em 1.000 mL, o que resulta em 0,01 mol de NaCl.

Veja como calcular a massa molar de NaCl:

$$23 \text{ g/mol de Na} + 35,5 \text{ g/mol de Cl} = 58,5 \text{ g/mol de NaCl}$$

1 mol de NaCl	_____	58,5g de NaCl (massa molar do NaCl)
0,01 mol de NaCl	_____	x g de NaCl

$$x = 0,585 \text{ g de NaCl}$$

Então, para preparar a solução, é necessário dissolver 0,585 g de NaCl em água até o volume de 200 mL.



Quando se fala em toxidez de uma amostra de água que contém íons de um metal pesado, é necessário indicar a sua concentração. Pense por que essa informação é necessária e quais os riscos que essa falta de informação poderia causar.



DESAFIO

Quando o composto LiOH é dissolvido em água, forma-se uma solução aquosa que contém os íons $\text{Li}^+(\text{aq})$ e $\text{OH}^-(\text{aq})$. Em um experimento, certo volume de solução aquosa de LiOH, à temperatura ambiente, foi adicionado a um béquer de massa 30,0 g, resultando na massa total de 50,0 g. Evaporando a solução até a secura, a massa final (béquer + resíduo) resultou igual a 31,0 g. Nessa temperatura, a solubilidade do LiOH em água é cerca de 11 g por 100 g de solução. Assim sendo, pode-se afirmar que, na solução da experiência descrita, a porcentagem, em massa, de LiOH era de

- 5,0%, sendo a solução insaturada.
- 5,0%, sendo a solução saturada.
- 11%, sendo a solução insaturada.
- 11%, sendo a solução saturada.
- 20%, sendo a solução supersaturada.

Fuvest 2002. Disponível em: <<http://www.fuvest.br/vest2002/provas/1fase/dia1/p1f2002v.pdf>>. Acesso em: 27 ago. 2014.

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Solubilidade

1 De acordo com o gráfico, a solubilidade do NaCl a 20 °C é de aproximadamente $\frac{36 \text{ g}}{100 \text{ g de água}}$, o que corresponde à maior quantidade de NaCl que pode ser dissolvida em 100 g de água nessa temperatura. Para obter informações de um gráfico, é preciso utilizar os eixos, as grandezas que representam e a escala que foi adotada. No caso do gráfico de solubilidade, ele relaciona a solubilidade com a temperatura. Sabendo qual é a temperatura, é possível obter a solubilidade, basta encontrar a temperatura no eixo x, onde está representada, levantar uma perpendicular até a curva que representa a substância e no ponto que essa encontra com a curva, traçar uma perpendicular ao eixo da solubilidade. O valor indicado no eixo é a resposta. É preciso verificar a escala: cada menor divisão vale 10 unidades, portanto, é preciso avaliar qual o valor encontrado no ponto da curva que está entre os valores 30 e 40, um pouco acima da metade. Chega-se ao valor de $\frac{36 \text{ g}}{100 \text{ g}}$.

Faça o mesmo nas outras questões.

Observe no gráfico que, a 0 °C, a solubilidade de KNO_3 é de $\frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g de água}}$ e, a 60 °C, a solubilidade desse sal aumenta para $\frac{110 \text{ g}}{100 \text{ g de água}}$, ou seja, consegue-se dissolver 10 vezes mais com esse

aumento de temperatura. Comparando com o NaCl, por exemplo, a solubilidade praticamente não varia nesse intervalo de temperatura (0 e 100 °C).

2 Depois de analisar o gráfico, é possível concluir que o sal mais solúvel é o NaNO₃ (87 g/100 g de água).

3 Checando as informações do gráfico, a maior variação de solubilidade é a do sal KNO₃.

Atividade 2 - Concentração das soluções

a) 90 g de glicose correspondem a aproximadamente 0,5 mol de glicose dissolvido em 0,5 L de solução; a concentração da glicose, nessa solução, é $\frac{0,5 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}}$, ou seja, corresponde a 1 mol/L.

b) A concentração é $\frac{2,0 \text{ mol de NaOH}}{0,8 \text{ L}}$ de solução, isto é, 2,5 mol/L.

c) A concentração molar é expressa sempre em mol/L. Assim, 0,2 mol de HCl dissolvido em 200 mL corresponde a 0,2 mol em 0,2 L. A concentração será de $\frac{0,2 \text{ mol}}{0,2 \text{ L}}$, que corresponde 1 mol/L.

d) 1 mol de NaOH apresenta massa de 40 g, logo, 4 g de NaOH corresponde a 0,1 mol de NaOH. Como ele está dissolvido em 0,4 L de solução, a concentração é de $\frac{0,1 \text{ mol de NaOH}}{0,4 \text{ L}} = 0,25 \text{ mol/L}$.

Atividade 3 - Reações em meio aquoso

1 Primeiro, você precisou balancear a equação:



Como o número de mols de HCl é calculado utilizando-se a concentração de 0,40 mol/L, esta indica que em 1 L tem-se 0,4 mol de HCl. Logo, em 50 L há uma quantidade 50 vezes maior, isto é, 20 mol de HCl. Como a proporção entre os reagentes é de 2 mol de HCl para 1 mol de CaCO₃, são necessários 10 mol de CaCO₃(s). A massa de 10 mol de CaCO₃ pode ser calculada sabendo-se que a massa de 1 mol de CaCO₃ é 100 g (40 g/mol de Ca + 12 g/mol de C + (3 · 16 g/mol de O)). Portanto, a massa de 10 mol será 1.000 g de CaCO₃.

2 Analisando a equação, pode-se observar que o número de mols de CO₂ formado é o mesmo de CaCO₃ consumido, portanto, há formação de 10 mol de CO₂.

Desafio

Alternativa correta: a.

A massa da solução é 20 g (50 g – 30 g).

A massa do LiOH é 1,0 g (31,0 g – 30,0 g).

Há, portanto, 1,0 g de LiOH em 20 g de solução. Logo, em 100 g de solução haveria 5,0 g de LiOH. Consequentemente, a solução apresenta 5% de LiOH e não está saturada. Para estar saturada, 11 g de LiOH deveriam estar dissolvidos.

TEMAS

1. Os ácidos, as bases, os sais e os óxidos
2. Os metais: sua importância econômica e como são obtidos
3. A energia elétrica e as reações de oxirredução

Introdução

Esta Unidade, a última deste Volume, tratará das principais substâncias utilizadas nas mais diversas atividades humanas.

Entre as substâncias simples – aquelas formadas apenas por um elemento químico –, você vai conhecer melhor os metais, em razão de sua importância.

Os químicos agruparam as substâncias compostas – aquelas formadas por mais de um elemento químico – de acordo com suas funções. Isso foi necessário por elas serem muito numerosas. Entre as substâncias compostas você estudará os ácidos, as bases, os sais e os óxidos.

No desenvolvimento desta Unidade, serão discutidas, novamente, algumas propriedades da água, já que os ácidos, as bases e os sais inorgânicos são definidos segundo sua ação em meio aquoso. Você terá a oportunidade de saber como se obtêm essas substâncias e quais são suas propriedades.

Serão tratados dois conceitos importantes: as oxidações e as reduções, processos naturais que não só mantêm a vida em nosso planeta como são transformações fundamentais utilizadas nas indústrias, na agricultura e em nossas casas. Você verá, também, como as reações de oxidação e redução podem gerar energia elétrica nas pilhas e nas baterias.

Os ácidos, as bases, os sais e os óxidos TEMA 1

Após toda a discussão sobre a água, sua importância, propriedades e estrutura molecular, ela será retomada a fim de agrupar substâncias que são diferentes entre si, mas que apresentam um conjunto de propriedades semelhantes quando dissolvidas em água. Os conceitos que serão apresentados são muito importantes na Química e ajudarão a organizar o seu conhecimento.

? O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Provavelmente, você já deve ter sentido um mal-estar estomacal alguma vez. Quando isso acontece, uma das providências que podem ser tomadas é ingerir comprimidos de antiácido. Por que o antiácido alivia o mal-estar?

Pense em alguns produtos utilizados em casa. Quais podem ser considerados bases?

O conceito ácido-base de Arrhenius

Atualmente, o número de produtos utilizados pela sociedade que apresentam características ácidas ou básicas é muito grande. Muitos alimentos e produtos de limpeza apresentam essas características.



À esquerda, alguns exemplos de alimentos consumidos no dia a dia que apresentam características ácidas (refrigerante, laranja, limão, café, leite e tomate) e, à direita, produtos de limpeza que apresentam características básicas (amoníaco, detergente, limpa forno etc.).

Os ácidos e as bases são conhecidos por todos desde a Antiguidade, mas só em 1887 Svante Arrhenius, químico sueco, elaborou conceitos que explicam o comportamento dessas substâncias, quando publicou a **teoria química dos eletrólitos**.

Sua hipótese foi a de que os **eletrólitos** eram formados por moléculas ativas e inativas. As ativas seriam os íons, responsáveis pela condução de corrente elétrica, e as inativas, as moléculas, neutras eletricamente.

Eletrólito

Substância que, dissolvida em água, torna a mistura condutora de corrente elétrica.

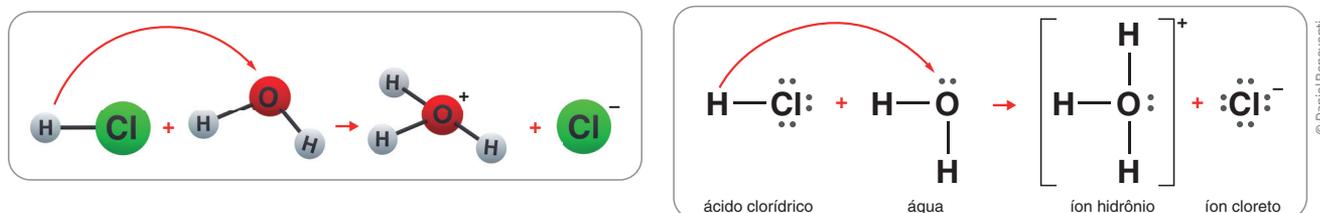
Os estudos de Arrhenius levaram-no a classificar como ácidos todas as substâncias que dissolvidas em água reagissem para formar o íon hidrogênio, H^+ . Além

disso, classificou como bases as substâncias que, em água, formavam o íon hidroxila, OH^- . É claro que, além dessas características específicas de cada um, também há outras propriedades que os diferenciam. Arrhenius definiu substâncias ácidas como aquelas que em água formam íon H^+ e possuem, em comum, outras características como sabor, ação sobre os indicadores ácido-base etc. O mesmo vale para as bases: todas as substâncias que em água formam o íon OH^- são bases e apresentam ações similares sobre os indicadores.

Os ácidos e a ionização

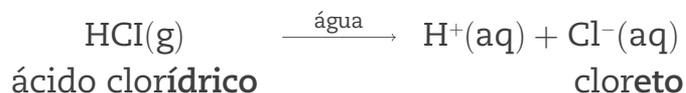
Os ácidos são compostos moleculares por não apresentarem íons, e sim moléculas. Como você já estudou, as moléculas, mesmo as polares, são eletricamente neutras, portanto, não podem conduzir corrente elétrica. No entanto, os ácidos, apesar de serem moleculares, conduzem eletricidade em água. Por que isso ocorre?

Ao misturar um ácido com a água, suas moléculas interagem com as da água, ocorrendo **ionização**, que é a quebra da molécula do ácido para formar íons. As moléculas dos ácidos e da água são polares e a interação entre elas produz íons, como mostra a ilustração a seguir.



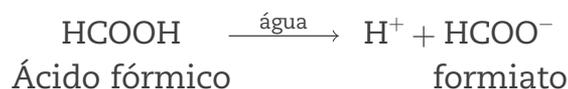
A representação mostra a transformação ocorrida; na prática, o íon H_3O^+ será representado apenas por H^+ , e a equação química será $\text{HCl}(\text{g}) \xrightarrow{\text{água}} \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$.

As moléculas dos ácidos são polares; o hidrogênio, por ser um átomo pouco eletronegativo, fica com carga parcial positiva, e o restante da molécula, com carga parcial negativa. As moléculas de água também são polares, e o oxigênio, por ser muito eletronegativo, fica com carga parcial negativa. Por causa da interação entre elas, como mostra a ilustração, o átomo de oxigênio liga-se ao átomo de hidrogênio do ácido, formando o H_3O^+ (H^+) e gerando o íon Cl^- . A quebra da ligação entre o hidrogênio e o cloro deixa o cloro com todos os elétrons da ligação covalente.



Ânions dos halogênios	Ânions do nitrogênio	Ânions do carbono	Outros ânions
F ⁻ Fluoreto	NO ₂ ⁻ Nitrito	CN ⁻ Cianeto	MnO ₄ ⁻ Permanganato
Cl ⁻ Cloreto	NO ₃ ⁻ Nitrato	CNO ⁻ Cianato	MnO ₄ ²⁻ Manganato
Br ⁻ Brometo	Ânions do fósforo	C ₂ H ₃ OO ⁻ Acetato	OH ⁻ Hidróxido
I ⁻ Iodeto	HPO ₃ ²⁻ Fosfito	CO ₃ ²⁻ Carbonato	H ⁻ Hidreto
ClO ⁻ Hipoclorito	PO ₄ ³⁻ Ortofosfato	HCOO ⁻ Formiato	O ²⁻ Óxido
ClO ₃ ⁻ Clorato	Ânions do enxofre		CrO ₄ ²⁻ Cromato
ClO ₄ ⁻ Perclorato	S ₂ ⁻ Sulfeto		Cr ₂ O ₇ ²⁻ Dicromato
BrO ₃ ⁻ Bromato	SO ₄ ²⁻ Sulfato		
IO ₃ ⁻ Iodato	SO ₃ ²⁻ Sulfito		

Os hidrogênios acrescentados aos ânions são os que podem sofrer ionização; os hidrogênios já existentes no ânion não ionizam. Por exemplo, na reação de ionização do ácido fórmico (HCOOH) obtém-se o íon formiato (HCOO⁻). Na representação a seguir, pode ser observado que um átomo de hidrogênio já existente no ânion formiato não se ioniza.

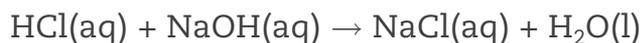


Propriedades dos ácidos

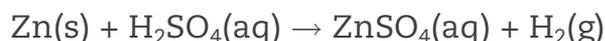
Segundo o conceito de Arrhenius:

- Todos os ácidos são substâncias moleculares e, quando puros, ou seja, não dissolvidos em água, não são condutores elétricos. Os ácidos são, no entanto, eletrólitos, substâncias que, dissolvidas em água, tornam a mistura condutora, pois sofrem ionização, isto é, suas moléculas se quebram na ligação com o hidrogênio, formando íons.

- Todos os ácidos, quando dissolvidos em água, formam, como cátion (íon positivo), o íon hidrônio (H_3O^+), que é representado de forma simplificada como (H^+).
- Os ácidos reagem com as bases segundo uma reação denominada *reação de neutralização*, formando água e um sal que pode ser obtido ao se evaporar a água.



- Os ácidos reagem com vários metais formando o gás hidrogênio e um sal.



- Os ácidos reagem com os carbonatos e hidrogenocarbonatos (bicarbonatos) formando água, gás carbônico e um sal.

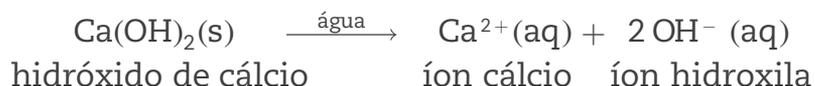
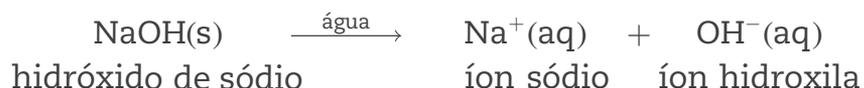


- Na presença dos ácidos, os indicadores apresentam uma cor específica. Quando misturados com algumas substâncias, os ácidos têm sua cor alterada. Essas substâncias são chamadas de **indicador ácido-base**. Por exemplo, a fenolftaleína, em presença de ácido, fica incolor; o tornassol, por sua vez, fica vermelho; o azul de bromotimol, amarelo.

As bases de Arrhenius

As bases, segundo o conceito de Arrhenius, são substâncias que quando dissolvidas em água formam o ânion hidroxila, OH^- . A maioria das bases de Arrhenius é formada de compostos iônicos de um cátion derivado de um metal e o ânion OH^- .

As bases iônicas sofrem **dissociação iônica**, isto é, os íons que estavam presos ao sólido iônico se separam sob a ação da água. Observe as equações a seguir:



A tabela a seguir apresenta alguns dos cátions mais comuns e suas respectivas cargas.

Carga	Cátions mais comuns					
+1	Li ⁺ Lítio	Na ⁺ Sódio	K ⁺ Potássio	Ag ⁺ Prata	NH ₄ ⁺ Amônio	Cu ⁺ Cobre I
+2	Mg ²⁺ Magnésio	Ca ²⁺ Cálcio	Sr ²⁺ Estrôncio	Ba ²⁺ Bário	Zn ²⁺ Zinco	Cu ²⁺ Cobre II
	Fe ²⁺ Ferro II	Sn ²⁺ Estanho II	Pb ²⁺ Chumbo II	Ni ²⁺ Níquel II		
+3	Al ³⁺ Alumínio	Cr ³⁺ Cromo III		Ni ³⁺ Níquel III		
+4	Sn ⁴⁺ Estanho IV	Pb ⁴⁺ Chumbo IV				

Como você pode verificar, o nome dos cátions é o mesmo do elemento que lhe deu origem. Observe as fórmulas e os nomes de algumas bases, utilizando a tabela anterior.

- O íon Sr²⁺ forma a base Sr(OH)₂, já que a proporção entre o Sr²⁺ e OH⁻ deve ser 1:2 para a neutralidade elétrica. Para nomear, dá-se o **nome do íon** comum a elas, o **hidróxido**, acrescentando-se a preposição **de** e o **nome do cátion**:

Hidróxido + de + nome do cátion

Sr(OH)₂: hidróxido de estrôncio

- O elemento ferro forma dois cátions diferentes, o Fe²⁺ e o Fe³⁺, que formarão hidróxidos também diferentes. As fórmulas de cada uma das bases podem ser determinadas analisando-se as cargas dos íons: Fe(OH)₂ e Fe(OH)₃. Para nomear cada um deles, é necessário indicar a carga elétrica do íon ferro em algarismo romano:

Fe(OH)₂: hidróxido de ferro (II)

Fe(OH)₃: hidróxido de ferro (III)



• O elemento níquel dá origem a dois cátions, o Ni^{2+} e o Ni^{3+} . As fórmulas e os nomes das bases formadas por esses cátions são:

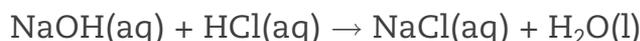
$\text{Ni}(\text{OH})_2$: hidróxido de níquel (II)

$\text{Ni}(\text{OH})_3$: hidróxido de níquel (III)

Propriedades das bases

Segundo o conceito de Arrhenius, as bases:

- são, em sua maioria, iônicas e, portanto, sólidas à temperatura ambiente.
- são capazes de conduzir corrente elétrica no estado líquido ou quando são dissolvidas em água.
- são eletrólitos, isto é, quando dissolvidas em água tornam a mistura condutora de eletricidade.
- reagem com os ácidos para formar água e sal.



- em contato com a gordura, reagem formando sabão.
- em presença de indicadores ácido-base, soluções básicas apresentam cores específicas. As bases deixam a fenolftaleína vermelha, e o tornassol e o azul de bromotimol ficam azuis.

As bases estudadas até o momento são todas substâncias iônicas, no entanto, algumas são moleculares, como a amônia, NH_3 . Ao misturar a amônia com a água, ocorre uma reação de ionização segundo a equação:



Os sais e os óxidos

Na natureza, os sais e os óxidos são os principais recursos para a obtenção de ácidos, bases, metais e também de outros sais e óxidos. Os sais são todos compostos iônicos e, junto dos óxidos (compostos formados por dois elementos em que um deles é o oxigênio), são as substâncias mais abundantes na crosta terrestre.



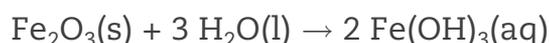
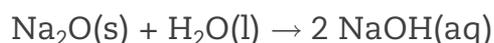
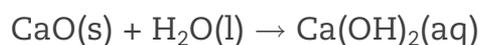
Para dar nome aos sais, basta consultar a tabela de cátions e ânions e seguir a regra:

Fórmula	Nome do ânion + de + nome do cátion
Ba ₃ (PO ₄) ₂	fosfato de bário
FeSO ₄	sulfato de ferro (II)
Fe ₂ (SO ₄) ₃	sulfato de ferro (III)

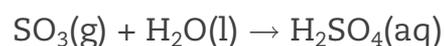
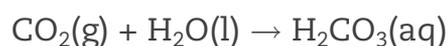
A proporção entre o número de cátions e o número de ânions é determinada pelas cargas elétricas dos íons; o conjunto iônico deve ser neutro.

Óxidos são compostos binários, isto é, formados apenas por dois elementos, sendo um deles o oxigênio. Existem óxidos iônicos e moleculares. Os óxidos iônicos são aqueles formados por metais, e os moleculares, por não metais.

Muitos óxidos formados por oxigênio e metais reagem com a água formando bases. Observe alguns exemplos a seguir:



Os óxidos formados por oxigênio e um não metal, em geral, reagem com a água formando ácidos. A seguir, veja alguns exemplos:



A nomenclatura dos óxidos iônicos é semelhante à dos sais (óxido + preposição de + o nome do elemento ligado ao oxigênio):

Óxido de ferro (II): FeO Óxido de ferro (III): Fe₂O₃ Óxido de cálcio: CaO

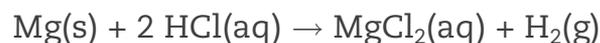
No caso dos óxidos moleculares, há alguns exemplos a seguir:

CO₂: dióxido de carbono CO: monóxido de carbono SO₃: trióxido de enxofre

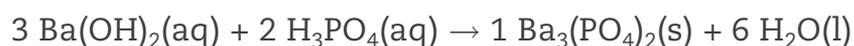
Propriedades dos sais

- São todos compostos iônicos.
- São eletrólitos, isto é, quando dissolvidos em água tornam a mistura condutora de corrente elétrica.

- São capazes de conduzir corrente elétrica no estado líquido, isto é, quando aquecidos até a fusão.
- Podem ser obtidos da reação entre os metais e os ácidos.



- Podem ser obtidos das reações entre ácidos e bases, denominadas reações de neutralização.



ATIVIDADE 1 Ácidos, bases e sais

NOTA

Utilize a tabela de ânions (p. 105) e a de cátions (p. 107).

1 Escreva as equações químicas que representam a ionização dos ácidos em água apresentados a seguir.

- a) HCl: _____
- b) H₂S: _____
- c) HCN: _____
- d) HCOOH: _____
- e) H₃PO₄: _____

2 Escreva a fórmula dos sais a seguir:

- a) fluoreto de potássio: _____
- b) cloreto de cálcio: _____
- c) iodeto de alumínio: _____
- d) cianeto de potássio: _____

3 Utilizando equações, represente as reações a seguir:

a) hidróxido de sódio reagindo com ácido sulfúrico:

b) ácido clorídrico reagindo com carbonato de potássio:

4 O suco gástrico contém ácido clorídrico, HCl. Alguns antiácidos, que aliviam o mal-estar estomacal, apresentam o hidróxido de magnésio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, em suas composições. Escreva a equação que representa a reação que ocorre entre o suco gástrico e o antiácido quando este é ingerido.

5 Uma substância apresenta as seguintes características:

I – Reage com ácido formando sal e água.

II – Em presença de água, sofre dissociação iônica.

III – Em solução aquosa, torna a fenolftaleína vermelha.

Em qual das fórmulas a seguir é possível ver a representação da substância em questão?

a) BaSO_4 b) CH_4 c) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ d) SO_3 e) HCl

6 Embora alguns textos definam sais como um dos produtos de uma reação ácido-base, os sais e os óxidos são utilizados na prática para se obter os ácidos e as bases. Explique por que, em geral, os ácidos e as bases são obtidos a partir dos sais e óxidos, e não o contrário.



VOCÊ SABIA?

Os produtos utilizados para desentupir as pias de cozinha contêm grandes quantidades de soda cáustica, nome usual do hidróxido de sódio, NaOH.

Sabe por que esses produtos contêm NaOH? É porque o NaOH reage com a gordura (principal causa dos entupimentos) para formar sabão, que é solúvel em água.



PENSE SOBRE...

O “sangue do diabo” é uma solução aquosa do gás amônia (NH_3) em água com um pouco de fenolftaleína. É usado em brincadeiras, pois, ao ser jogado sobre a roupa de uma pessoa, forma uma mancha vermelha que desaparece quando seca. Você já pensou por que isso ocorre?



DESAFIO

Você tem diante de si um frasco com um pó branco que pode ser um dos seguintes sais: cloreto de sódio (NaCl), carbonato de sódio (Na₂CO₃) e carbonato de cálcio (CaCO₃). Num livro de Química você encontrou as seguintes informações:

- “Todos os carbonatos em presença de ácido clorídrico apresentam efervescência.”
- “Todos os carbonatos são insolúveis, com exceção dos carbonatos dos metais alcalinos (Li, Na, K, Rb e Cs) e de amônio (NH₄⁺).”
- “Todos os cloretos são solúveis, com exceção dos cloretos de chumbo, prata e mercúrio.”

Dispondo apenas de recipientes de vidro, água e ácido clorídrico, como você faria para identificar o sal?

Unicamp 1991, segunda fase. Disponível em: <http://www.comvest.unicamp.br/vest_anteriores/1991/download/QUI_HIS.pdf>. Acesso em: 23 set. 2014.

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Ácidos, bases e sais

1 É possível escrever as equações como a seguir:

- $\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{H}^{\text{+}}(\text{aq}) + \text{Cl}^{-}(\text{aq})$
- $\text{H}_2\text{S(aq)} \rightarrow 2 \text{H}^{\text{+}}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq})$
- $\text{HCN(aq)} \rightarrow \text{H}^{\text{+}}(\text{aq}) + \text{CN}^{-}(\text{aq})$
- $\text{HCOOH(aq)} \rightarrow \text{H}^{\text{+}}(\text{aq}) + \text{HCOO}^{-}(\text{aq})$
- $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{H}^{\text{+}}(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$

2 As fórmulas dos sais apresentados na questão são:

- KF
- CaCl₂
- AlI₃
- KCN

3 Estas são as equações que representam as reações:

- $2 \text{NaOH(aq)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O(l)}$
- $2 \text{HCl(aq)} + \text{K}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{KCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{CO}_2(\text{g})$

4 $2 \text{HCl(aq)} + \text{Mg(OH)}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O(l)}$

5 Alternativa correta: c. As características da substância são de uma base; logo, é o Mg(OH)₂.

Este tema tratará da importância dos metais e das características que permitem sua obtenção. Serão abordadas as características físicas e químicas que os metais apresentam e também de onde e como eles são obtidos. Para isso, o tema será iniciado com o estudo das reações de oxirredução, processo que envolve dois conceitos muito importantes: as oxidações e as reduções.

Leia com atenção, analise os resultados obtidos com os experimentos descritos e resolva as questões apresentadas.



O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Pense em um metal que você conhece e reflita: Por que será que ele é importante para o ser humano? Tente se lembrar de duas de suas características. Reflita também sobre o que você acha que significa dizer que um metal oxidou.



Os minérios

A importância econômica de um metal está subordinada a três fatores fundamentais: suas propriedades físicas e químicas, o custo de sua produção e sua ocorrência na natureza.

Todos os metais conhecidos atualmente são extraídos de seus respectivos minérios, assim considerados quando apresentam metal em quantidade economicamente viável para extração. Os minérios não se distribuem homoganeamente na crosta terrestre; concentram-se em determinadas regiões mais que em outras em razão da história geológica da Terra. Assim, há países que possuem determinados metais em abundância, e outros que necessitam importá-los. A seguir são apresentados alguns minerais e os metais que deles são extraídos:

Exemplos de minerais e metais correspondentes		
Minerais	Principal componente	Metais extraídos
Bauxita	Al_2O_3	Alumínio
Blenda	ZnS	Zinco
Cinábrio	HgS	Mercúrio
Calcopirita	CuFeS_2	Cobre

Exemplos de minerais e metais correspondentes		
Minerais	Principal componente	Metais extraídos
Galena	PbS	Chumbo
Hematita	Fe ₂ O ₃	Ferro
Ilmenita	TiO ₂	Titânio
Pirolusita	MnO ₂	Manganês

Corrosão dos metais, uma reação de oxirredução

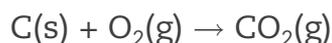
O ferro é um dos metais mais utilizados pelo homem no mundo atual. Sua importância é tão grande que é difícil imaginar o que seria da vida neste planeta sem esse metal.

No entanto, é possível que você já tenha observado que, com bastante frequência, o ferro exposto ao ar ou a ambientes úmidos, com o passar do tempo, apresenta sinais de ferrugem (corrosão). O enferrujamento do ferro reduz sua resistência e durabilidade, tornando-o impróprio para muitos fins. A ferrugem é uma substância muito diferente do ferro: é marrom-avermelhada, porosa e quebradiça. Trata-se de óxido de ferro hidratado, ou seja, composto constituído de ferro, oxigênio e água.

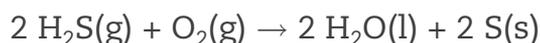
A corrosão expressa a tendência do metal de retornar à sua forma de origem, ou seja, a transformar-se no óxido do qual foi extraído. Essa corrosão é uma oxidação que ocorre graças à ação do oxigênio do ar e da umidade.

Inicialmente, o termo **oxidação** era utilizado para designar transformações que envolviam:

- O ganho de oxigênio; por exemplo, na combustão do carvão (C), o carbono é oxidado:



- A perda de hidrogênio; por exemplo, a combustão do sulfeto de hidrogênio (H₂S):



Por outro lado, a **redução** era utilizada para designar transformações que envolviam:

- A perda de oxigênio: $2 \text{HgO(s)} \rightarrow 2 \text{Hg(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$

O mercúrio perdeu oxigênio, logo, se reduziu.

- O ganho de hidrogênio: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$

O nitrogênio se reduziu, pois ganhou hidrogênio.

No entanto, oxidação e redução são processos que ocorrem simultaneamente. Enquanto uma espécie se oxida, a outra se reduz. Para entender o processo, você estudará a obtenção do metal ferro a partir de seu minério, a hematita (Fe_2O_3).

Obtenção do metal ferro

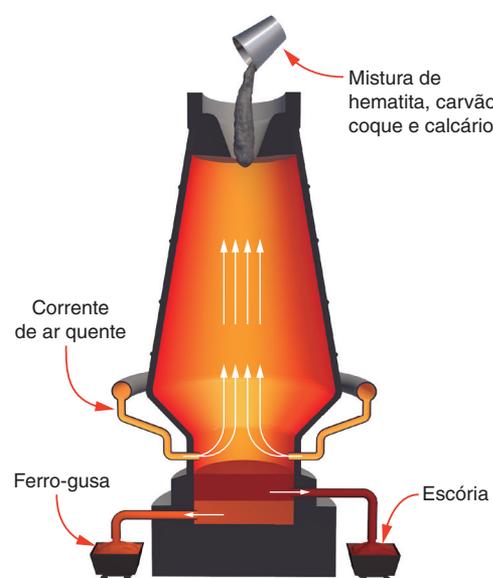
O ferro é um dos metais mais utilizados para os mais diversos fins. Seu baixo preço e aplicabilidade o torna indispensável como componente estrutural na construção civil, na indústria naval, na fabricação de veículos, ferramentas etc. Os aços são as ligas de ferro mais conhecidas na sociedade e de uso mais frequente. Essas ligas metálicas de ferro com outros elementos, tanto metálicos quanto não metálicos, conferem a esse elemento propriedades distintas das suas originais (por exemplo, o aço cromo, que resiste à ferrugem).

A produção de ferro a partir do minério hematita (Fe_2O_3) ocorre em um processo contínuo de redução nos altos-fornos siderúrgicos.

Na *goela* ou *topo* do alto-forno, coloca-se a hematita, o carvão coque e o calcário ($CaCO_3$). Próximo à base do alto-forno, injeta-se ar quente sob pressão a uma temperatura de 700 a 1.000 °C.

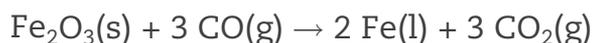
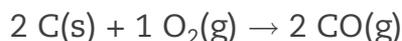


Foto de um alto-forno e esquema que mostra a obtenção do ferro nele.



© Daniel Beneventi

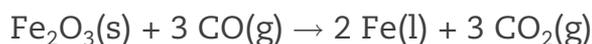
O carvão coque reage com o oxigênio contido no ar comprimido, produzindo monóxido de carbono (CO); este reduzirá o Fe_2O_3 ao retirar o oxigênio e formar o metal ferro (Fe), através das reações:



O calcário (CaCO_3) serve para eliminar até 30% de sílica (SiO_2) do minério de ferro. Impurezas como essa são retiradas na forma de escória líquida.

O ferro fundido (T.F. = 1.530°C) é recolhido na base do forno e, após purificações para eliminar sulfetos, origina-se o **ferro-gusa**, principal matéria-prima na fabricação do aço, um dos produtos obtidos do ferro de grande utilização industrial.

Analisando a reação envolvida no processo que forma o ferro metálico, percebe-se que tanto o Fe_2O_3 perde oxigênio, sofrendo redução, quanto o CO ganha oxigênio, sofrendo oxidação:



Uma vez fabricado o ferro, surge um problema: a corrosão. Ela expressa a tendência do metal de retornar à sua forma de origem, ou seja, de transformar-se no óxido do qual foi extraído.

Para entender melhor a corrosão dos metais, você estudará a reatividade dos metais.

Reatividade de metais

Embora os metais apresentem semelhanças de comportamento em certos aspectos, em outros, revelam diferenças acentuadas. Assim, por exemplo, o metal *sódio* manifesta maior tendência de interagir com o oxigênio do que o *ferro*. É por causa dessa característica que o sódio é armazenado imerso em querosene. A combustão do *magnésio*, por exemplo, ocorre com muita rapidez, liberando energia na forma de luz e calor:



O *alumínio*, por sua vez, interage com o oxigênio do ar, formando sobre sua superfície uma camada branca



A queima de uma fita de magnésio.

de óxido de alumínio que o protege, impedindo o prosseguimento da corrosão. O ouro pode permanecer por um longo tempo em contato com o ar sem que seja observada nenhuma alteração no seu brilho; esse elemento apresenta resistência e durabilidade.

Na tabela a seguir são apresentadas observações sobre o comportamento de alguns metais em relação a certos agentes como água, vapor de água e solução diluída de HCl.

Comportamento de metais perante certos agentes			
Metais	Agentes corrosivos		
	Água liberando H ₂	Vapor de água liberando H ₂	Solução diluída de HCl liberando H ₂
Sódio e potássio	Reação violenta	Reação violenta	Reação violenta
Cálcio	Reação moderada	Reação violenta	Reação violenta
Magnésio	Reação muito lenta	Reação rápida	Reação muito rápida
Alumínio e zinco	Sem evidência de reação	Reação moderada	Reação moderada
Ferro		Reação reversível	
Chumbo		Sem evidência de reação	Reação excessivamente lenta
Cobre e prata			Sem evidência de reação

As observações coletadas na tabela permitem ordenar os metais segundo a sua tendência em formar o gás hidrogênio (H₂) de acordo com a ordem decrescente de reatividade, ou seja, daquele que apresenta maior tendência para o de menor tendência em deslocá-lo, isto é, formar o gás H₂ a partir da reação com água ou com um ácido.

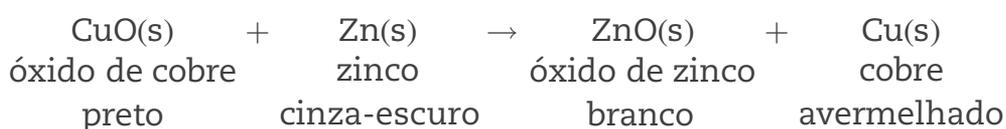
A fila de reatividade decrescente é: K, Na, Ca, Mg, Al, Zn, Fe, Pb, H, Cu, Ag, Au. O elemento H não é um metal, mas aparece na fila de reatividade dos metais porque reage com alguns metais e com outros não, permitindo, assim, a comparação de sua reatividade com a deles.

Por exemplo, os metais que estão antes do ferro na fila são mais reativos que ele, e o ferro é mais reativo que todos os outros que o seguem.

ATIVIDADE 1 **Análise da reatividade dos metais**

1 Analisando os metais da fila de reatividade apresentada, qual é o metal mais reativo?

2 Quando se aquece uma mistura de zinco em pó com óxido de cobre (II) em um recipiente apropriado, um cadinho de porcelana, por exemplo, resulta um pó branco, o óxido de zinco, e o metal cobre na forma de um resíduo avermelhado, de acordo com a equação:



De acordo com as informações fornecidas por essa equação, que metal apresenta maior tendência de reagir com o oxigênio: o zinco ou o cobre? Justifique.

3 Dos metais existentes na fila de reatividade, quais não são capazes de deslocar o hidrogênio, isto é, reagir formando o gás hidrogênio (H₂)?

 **Competição entre metais**

Metais diferentes podem apresentar diversas tendências de reação. Assim, seria possível pensar que um metal pode competir com outro em relação à tendência de reagir com ácidos ou com compostos que contenham outros metais. Analise o experimento.

Um prego de ferro limpo e polido foi imerso em uma solução azul de sulfato de cobre e lá permaneceu por cerca de 48 horas. Após esse período, observou-se o descoloramento da solução, um depósito avermelhado de cobre sobre o prego e mudança na consistência e na massa do prego.

Como explicar o que aconteceu? Será que isso ocorre com outros metais?

Organizando as informações		
Estado inicial dos reagentes	Após alguns minutos	Após 48 horas
Prego de ferro	Depósito avermelhado sobre o prego	Aumento da quantidade do depósito avermelhado
Solução de CuSO ₄	Intensidade do azul da solução diminuída	Solução descorada

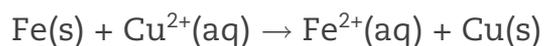
Considerando que o soluto sulfato de cobre é um soluto iônico – e, portanto, constituído pelos íons (Cu²⁺ e SO₄²⁻) – e que, em solução aquosa, os íons são liberados, como é possível pesquisar qual das espécies químicas representadas confere a cor azul à solução de sulfato de cobre: Cu²⁺ ou SO₄²⁻?



Analisando a cor das soluções de outros compostos que contêm o íon SO₄²⁻, como o Na₂SO₄, verifica-se que a solução é incolor, o que leva à conclusão de que a cor azul da solução de CuSO₄ é devida ao íon Cu²⁺, que em contato com a água deixa a mistura azul. Portanto, o descoramento da solução, ao passar de azul para incolor, indica que os íons Cu²⁺ não estão mais dissolvidos na água. O sólido vermelho formado, ao ser analisado, é cobre metálico. A massa do prego de ferro diminui e na solução comprova-se a formação do íon Fe²⁺.

Como explicar a presença de íons Fe²⁺ no líquido descorado? Como surgiram esses íons? Considerando que a massa do prego diminuiu, pode-se concluir que a presença de íons Fe²⁺ na solução descorada deve-se à reação entre o metal ferro do prego com os íons de cobre II provenientes do sulfato de cobre.

Essa transformação consome o metal ferro, o que explica a diminuição de massa do prego.



A fila de reatividade decrescente dos metais, vista anteriormente, confirma o resultado do experimento: o metal ferro é mais reativo que o metal cobre.

Agora, será feita a análise da transformação que ocorre com o ferro exposto ao ar, sofrendo o processo de corrosão chamado *enferrujamento*.

O produto da corrosão, a *ferrugem*, é um material de cor marrom avermelhada, porosa e quebradiça. Trata-se do óxido hidratado de ferro representado pela fórmula Fe(OH)₃ (hidróxido de ferro (III)).

A corrosão do ferro, uma transformação de oxirredução, pode ser explicada por um mecanismo que envolve duas transformações:

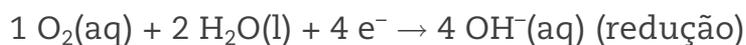
- a de oxidação, em que o ferro (Fe) perde elétrons, transformando-se em Fe^{2+} :



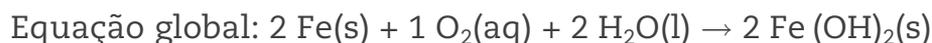
Cada átomo de ferro perdeu 2 elétrons, formando o íon Fe^{2+} .

Essa equação é conhecida por semirreação de oxidação. Semirreação porque, concomitantemente a toda reação de oxidação, ocorre uma reação de redução, ou seja, para que ocorra uma oxidação, deve ocorrer também uma redução, como é mostrado a seguir.

- a de redução, em que o oxigênio (O_2) dissolvido em água recebe elétrons, originando íons OH^- :



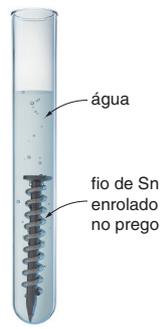
A equação que representa o processo de oxirredução é chamada de **equação global** e é obtida somando-se as semirreações de oxidação e redução, respeitando-se o número de elétrons, que deve ser o mesmo nos dois processos, e cortando-se as espécies que aparecem como reagente em uma reação e produto na outra.



Observando as equações, nota-se que os elétrons perdidos pelo ferro na oxidação vão reduzir o oxigênio; nas reações de oxirredução, o número de elétrons perdidos na oxidação deve ser igual ao número de elétrons ganhos na redução.

O hidróxido de ferro (II) é oxidado a hidróxido de ferro (III) (Fe(OH)_3). A ferrugem é, na verdade, uma mistura de compostos de ferro.

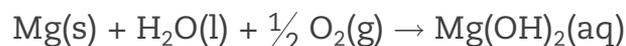
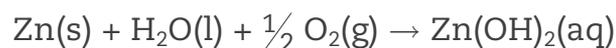
A tabela a seguir apresenta os resultados de um experimento sobre a corrosão do ferro. A análise dos resultados permitirá entender melhor como as reações de oxirredução ocorrem.

Sistema para observação	Condições em que se encontra o metal ferro	Possíveis interações	Descrição do estado final
 <p>1</p> <p>água</p> <p>fio de Zn enrolado no prego</p> <p>© Daniel Beneventi</p>	Prego envolvido por fio de zinco e imerso em água da torneira contendo O_2 dissolvido.	Ferro e zinco em contato com a água contendo oxigênio dissolvido nela.	O metal ferro permaneceu inalterado, o zinco sofreu corrosão: ocorreu o surgimento de uma substância branca sobre o prego.
 <p>2</p> <p>água</p> <p>fio de Sn enrolado no prego</p> <p>© Daniel Beneventi</p>	Prego envolvido por fio de estanho e imerso em água da torneira contendo O_2 dissolvido.	Ferro e estanho em contato com a água contendo oxigênio dissolvido nela.	O estanho não se alterou. O ferro sofreu corrosão, resultando a ferrugem.
 <p>3</p> <p>água</p> <p>fio de Cu enrolado no prego</p> <p>© Daniel Beneventi</p>	Prego envolvido por fio de cobre e imerso em água da torneira contendo O_2 dissolvido.	Ferro e cobre em contato com a água contendo oxigênio dissolvido nela.	O metal cobre permaneceu inalterado, mas o ferro sofreu corrosão: interagiu com a água e o oxigênio, formando a ferrugem.
 <p>4</p> <p>água</p> <p>fio de Mg enrolado no prego</p> <p>© Daniel Beneventi</p>	Prego envolvido por fio de magnésio e imerso em água da torneira contendo O_2 dissolvido.	Ferro e magnésio em contato com a água contendo oxigênio dissolvido nela.	O metal ferro permaneceu inalterado, e o metal magnésio sofreu corrosão, o que resultou no surgimento de grande quantidade de uma substância branca sobre o prego.

A análise dos resultados mostra que o zinco e o magnésio interagem com o oxigênio do ar e com a água, protegendo o ferro da corrosão. Cobre e estanho, ao contrário, apesar de interagirem com o oxigênio do ar e com a água, não protegem o ferro da corrosão.

Por que isso ocorre? Por que o cobre e o estanho, embora reagindo com o oxigênio do ar, não protegem o ferro da corrosão?

Essas observações levam a concluir que o zinco e o magnésio, sendo mais reativos que o ferro, interagem com o ar e com a água e, desse modo, o protegem da corrosão. As reações que ocorrem estão a seguir representadas.



Cobre e estanho, ao contrário, sendo menos reativos que o ferro, não podem impedir sua corrosão; ao contrário, aceleram o processo.

É por isso que placas de zinco são acrescentadas aos cascos dos navios e substituídas, de tempos em tempos, quando já estão bastante corroídas. O objetivo é a proteção do ferro, impedindo sua corrosão. O zinco é chamado de “metal de sacrifício”, pois se sacrifica corroendo-se em favor do ferro.



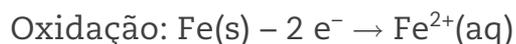
Ampliando o conceito de oxidação e redução

Quando uma lâmina metálica é introduzida em uma solução que contém cátions de outro metal mais reativo que o metal da lâmina, pode ocorrer uma **transformação de oxirredução**. Essa transformação envolve a ocorrência simultânea de dois processos: a **oxidação**, doação de elétrons por uma das espécies, e a **redução**, ganho de elétrons pela outra espécie. Esse tipo de transformação envolve uma transferência de elétrons, da espécie doadora, para a espécie receptora.

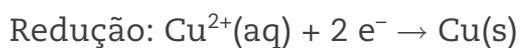
A corrosão do metal é assim: uma transformação química que envolve um processo de oxirredução.

No início do desenvolvimento desse conceito, a oxidação foi considerada a reação das substâncias com o oxigênio, e a redução, a retirada de átomos de oxigênio de uma substância. Atualmente, o conceito evoluiu e é usado também para outras reações que não envolvem o elemento oxigênio.

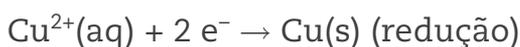
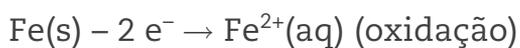
Analisando as reações de oxirredução é possível perceber que o número de elétrons trocados na oxidação e na redução deve ser o mesmo. A reação entre o metal ferro e os íons de cobre II, representada pelas equações a seguir, mostra o mesmo número de elétrons trocados:



O ferro (Fe) é denominado redutor ou agente redutor, já que, ao perder elétrons, permite que o íon Cu^{2+} reduza ao receber esses elétrons.



O íon cobre (Cu^{2+}) é denominado oxidante ou agente oxidante, já que, ao receber elétrons, permite que o ferro oxide, isto é, perca seus elétrons para o Cu^{2+} .



ATIVIDADE 2 Reatividade dos metais

1 Na reação entre o metal ferro e o sulfato de cobre, sabendo-se que o íon de cobre confere a cor azul à solução, é possível relacionar a “saída” dos íons de cobre da solução e o descoloramento dela com o depósito de átomos de cobre sobre o prego?

2 Como íons de cobre II, Cu^{2+} , podem se transformar em átomos de cobre? Represente essa transformação por uma equação química.

3 Como os átomos do metal ferro podem se transformar em íons de ferro II (Fe^{2+})? Represente essa transformação por uma equação química.

4 Somando as duas equações escritas, correspondentes às questões 2 e 3, escreva a equação global do processo.

Para isso, some as espécies que estão do lado dos reagentes das duas equações, cancelando o que for preciso, e acrescentando a seta indicando a transformação. Faça o mesmo do lado dos produtos.

5 O processo ocorrido é chamado *transformação química de oxirredução*. Descreva com suas palavras do que se trata essa transformação.



Embora muitos metais tenham sido substituídos por outros materiais, eles ainda são muito importantes para nós. Imagine se todas as reservas de minérios acabassem e os metais não estivessem mais disponíveis.

Os metais, provavelmente, seriam substituídos em muitos casos pelos polímeros (como os plásticos) e por pedras, nas construções. Um grande problema, porém, seria na distribuição da energia elétrica, já que encontrar um material condutor e maleável seria muito difícil.



DESAFIO

Ferramentas de aço podem sofrer corrosão e enferrujar. As etapas químicas que correspondem a esses processos podem ser representadas pelas equações:



Uma forma de tornar mais lento esse processo de corrosão e formação de ferrugem é engraxar as ferramentas. Isso se justifica porque a graxa proporciona

- lubrificação, evitando o contato entre as ferramentas.
- impermeabilização, diminuindo seu contato com o ar úmido.
- isolamento térmico, protegendo-as do calor ambiente.
- galvanização, criando superfícies metálicas imunes.
- polimento, evitando ranhuras nas superfícies.

Enem 2004. Prova amarela. Disponível em: <http://download.inep.gov.br/educacao_basica/enem/provas/2004/2004_amarela.pdf>. Acesso em: 27 ago. 2014.

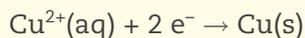
HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Análise da reatividade dos metais

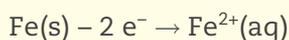
- 1 Entre os metais da fila de reatividade apresentada, o mais reativo é o potássio (K), pois ele reage com todos os elementos que estão depois dele na fila de reatividade. Isso pôde ser percebido, pois os elementos estão colocados em ordem decrescente de reatividade.
- 2 Depois de ter analisado a equação fornecida, foi possível perceber que o zinco tem maior tendência de reagir com o oxigênio do que o cobre. Por essa razão, na reação descrita, o zinco retira o oxigênio que estava ligado ao cobre e se liga a ele (ao oxigênio).
- 3 Os metais da fila de reatividade que não são capazes de deslocar o hidrogênio são o cobre (Cu), a prata (Ag) e o ouro (Au), pois são metais menos reativos que esse elemento.

Atividade 2 - Reatividade dos metais

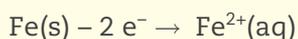
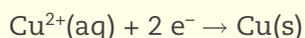
- 1 Sim, essa relação pode ser feita, pois o íon $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, responsável pela cor azul da solução, será reduzido formando o metal cobre, que sairá da solução e se depositará sobre o prego.
- 2 Os íons Cu^{2+} podem retirar elétrons do metal ferro, pois o ferro tem maior tendência a perder elétron que o cobre, portanto o ferro é mais reativo que o cobre.



- 3 Os átomos do metal ferro cedem elétrons para os íons Cu^{2+} .



- 4 As equações que devem ser somadas são:



Portando, a equação global é: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

O mesmo número de elétrons cedido pelo ferro é transferido para o íon Cu^{2+} , ou seja, os elétrons não são criados nem destruídos, não há oxidação de uma espécie sem haver redução de outra.

- 5 Trata-se de uma transformação em que há troca de elétrons: uma espécie perde elétrons, se oxidando, e outra ganha elétrons, se reduzindo. Os dois processos ocorrem simultaneamente.

Desafio

Alternativa correta: **b**. Para evitar que o ferro enferruje, deve-se evitar seu contato com o oxigênio do ar e é o que ocorre quando se cobre o metal com graxa, pois ela não permite o contato da ferramenta com o oxigênio do ar.



Neste último tema do Volume, você aprenderá como surgiram as pilhas e as baterias, conhecerá seus vários tipos e verá como elas produzem energia elétrica por meio das reações de oxirredução, também conhecidas por **redox**. A ideia é que você entenda com mais clareza como as reações de oxirredução acontecem por meio do funcionamento desses dispositivos.



O QUE VOCÊ JÁ SABE?

Você já deve ter visto ou ouvido falar de reciclagem de alguns materiais, não é?

Dos materiais que passam por reciclagem, qual deles você acha que é o mais importante e por quê?

Hoje em dia, o uso de pilhas ou baterias tem aumentado de forma expressiva. Pense nas vantagens e nos problemas que o uso desses materiais apresenta.



As pilhas e as baterias

As pilhas são um produto doméstico comum que permite o funcionamento de muitos dos dispositivos usados hoje em dia. Mas como elas funcionam?

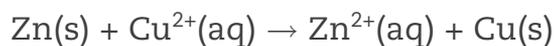
Em 1800, Alessandro Volta, físico italiano, inventou a primeira pilha, que ficou conhecida por “pilha voltaica”. Baseando-se nas investigações de Luigi Galvani, médico, físico e filósofo italiano, Volta desenvolveu um aparelho capaz de produzir energia elétrica. Ele empilhou vários discos de cobre e zinco, alternadamente, separados por pedaços de pano embebidos em uma solução aquosa de ácido sulfúrico ($\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$).



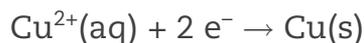
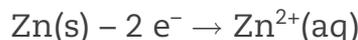
Pilha de Volta.

Como já foi visto, os metais apresentam diferentes reatividades. Assim, mergulhando uma placa de zinco (Zn) em uma solução com íons $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, obtém-se a seguinte reação:





O metal zinco oxida, cedendo dois elétrons para o cátion Cu^{2+} , que sofre redução:



O polo negativo da pilha é o metal zinco que fornece elétrons e é chamado de **ânodo** (onde ocorre a oxidação). O polo positivo é a placa de cobre que recebe os elétrons e é chamado de **cátodo** (onde ocorre a redução). O princípio do funcionamento da pilha está nesse tipo de reação.

A pilha pode ser modificada utilizando-se diferentes metais no lugar do Zn e do Cu. O que permite o funcionamento delas é a diferença de reatividade desses metais.

A diferença de reatividade dos metais, já estudada no tema anterior, está relacionada com o potencial de redução que os cátions metálicos apresentam e que indicam sua capacidade de sofrer redução, ou seja, de receberem elétrons.

No quadro ao lado, há alguns potenciais de redução dos principais cátions indicados em Volts (nome dado em homenagem a Volta), que é a unidade utilizada, representada por V. As setas nos dois sentidos indicam que as reações podem ocorrer nos dois sentidos, dependendo das condições e das espécies presentes. As equações representam a redução (da esquerda para direita) e, no sentido contrário, a oxidação.

Quanto maior o potencial de redução, maior a tendência que a espécie apresenta de receber elétrons, ou seja, poder ser reduzida. De acordo com o quadro, o íon que apresenta o maior potencial de redução é o íon prata (Ag^+); ele é a espécie que pode ser reduzida com maior facilidade.

$\text{Li}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$	$E_{\text{red}}^0 = -3,045 \text{ V}$
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	$E_{\text{red}}^0 = -2,375 \text{ V}$
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	$E_{\text{red}}^0 = -1,66 \text{ V}$
$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	$E_{\text{red}}^0 = -1,18 \text{ V}$
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,76 \text{ V}$
$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,74 \text{ V}$
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,44 \text{ V}$
$\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,28 \text{ V}$
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,24 \text{ V}$
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,13 \text{ V}$
$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,036 \text{ V}$
$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	$E_{\text{red}}^0 = 0,00 \text{ V}$
$\text{Cu}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,15 \text{ V}$
$\text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,15 \text{ V}$
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,34 \text{ V}$
$\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,77 \text{ V}$
$\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	$E_{\text{red}}^0 = +0,80 \text{ V}$

Veja que o íon lítio (Li^+) é a espécie mais difícil de se reduzir (ganhar elétrons), o que significa que o metal Li é o mais fácil de se oxidar (perder elétrons), sendo, portanto, o metal mais reativo. O íon prata (Ag^+) é a espécie mais fácil de se reduzir, logo o metal Ag é o mais difícil de ser oxidado e é o menos reativo.

Uma espécie que pode ser reduzida facilmente, por exemplo, o íon Ag^+ , é um poderoso agente oxidante, pois oxida outra espécie com maior facilidade. Já uma espécie que se oxida facilmente (como o metal magnésio, por exemplo), é um poderoso agente redutor, pois reduz outra espécie com facilidade.

Analisando o quadro, é possível dizer que a espécie que oxida mais facilmente é o metal Li, o mais forte agente redutor ou redutor e o metal prata (Ag) é o mais fraco redutor. Já o íon Li^+ é o mais fraco agente oxidante ou oxidante e o íon Ag^+ é o mais forte agente oxidante ou oxidante.



A voltagem da pilha é dada pela diferença entre os potenciais de redução das espécies envolvidas. Ela é calculada, por convenção, subtraindo-se o potencial de redução do que apresenta o maior valor de potencial de redução do potencial daquele que apresenta o menor valor. No caso da pilha de cobre e zinco, tem-se os seguintes potenciais de redução:



$$\text{Voltagem: } +0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,1 \text{ V}$$

Pilha comum e pilha alcalina

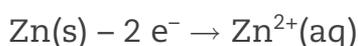
O nome pilha é conservado até hoje em função do modo como a primeira pilha foi construída. As pilhas modernas são bem mais compactas e eficientes.

Foi George Leclanché de Francia que desenvolveu uma pilha que usava célula de zinco-carvão que deu origem às pilhas utilizadas até hoje, conhecidas por pilha comum ou pilha seca.

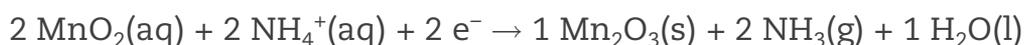
Na pilha seca, o polo positivo é a barra de grafite recoberta por dióxido de manganês (MnO_2), e o polo negativo é o envoltório de zinco, que está conectado com o fundo da pilha.

As reações que ocorrem nessa pilha estão representadas a seguir.

No polo negativo, o ânodo, ocorre a semirreação de oxidação:



No polo positivo, o cátodo, ocorre a semirreação de redução:

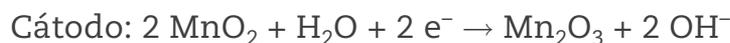
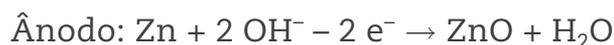


Essa pilha também é conhecida por pilha ácida, porque a pasta (solução eletrolítica presente no interior da pilha) contém cloreto de amônio (NH_4Cl), que lhe confere essa característica.

No caso das pilhas alcalinas, existem algumas modificações que aumentam sua eficiência.

O eletrólito utilizado é o NaOH , uma base, que dá a característica alcalina a ela.

As reações que acontecem nesse tipo de pilha estão a seguir representadas.



A maior eficiência se deve a três fatores: não há formação de gás amônia que interfira na voltagem da pilha; o NaOH é um eletrólito melhor que o NH_4Cl ; e o Zn é mais resistente em meio básico do que em meio ácido.

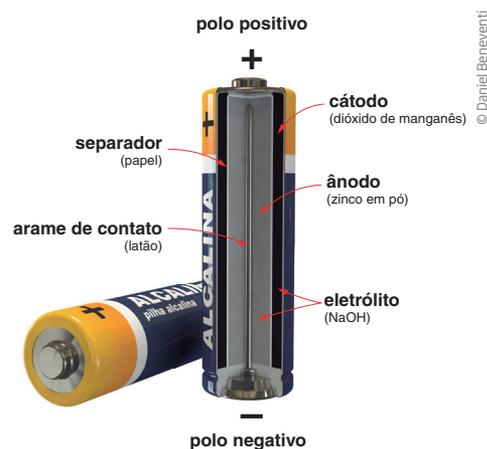


ASSISTA!

Química – Volume 2

Por dentro da pilha

Esse vídeo apresenta as reações de oxirredução, a reatividade dos metais e como uma pilha funciona. A pilha de Daniel é montada e explicada e uma pilha seca é aberta para mostrar como é constituída e quais são as reações que ocorrem em seu interior.



Pilha alcalina.

© Daniel Beneventi

**ATIVIDADE 1 Pilhas**

1 Suponha que a pilha desenvolvida por Volta utilize discos de cobre e prata. Quais reações de oxidação e de redução ocorreriam nela? Qual seria a equação global?

2 Qual seria a voltagem da pilha da questão 1?

3 Para a pilha das questões anteriores, determine a espécie que seria o agente redutor e a espécie que seria o agente oxidante, explicando.



As pilhas e baterias estão cada vez mais presentes na sociedade. Você já pensou sobre o que tornou possível o uso delas nos mais diferentes aparelhos utilizados?

**Descarte de pilhas e baterias**

A mineração, a exploração do petróleo, a geração de energia, a produção dos diferentes materiais utilizados atualmente, enfim, a forma como o planeta é alterado e modificado impacta o meio ambiente. O cuidado com que se





deve tratar os resíduos provenientes da produção industrial, da agricultura, das empresas que vivem do turismo etc. é dever de todos: governo, empresas e cidadãos.

Atualmente, existem leis que exigem que as indústrias e as empresas mineradoras e do agronegócio cuidem do manejo dos resíduos e se responsabilizem por ações sobre o ambiente. O dever do cidadão, além de exigir que o governo fiscalize e puna quem as desrespeite, é colaborar com a reciclagem, ação que contribui não só com a preservação do meio ambiente, como também com a economia, já que beneficia pessoas e entidades assistenciais que vivem da coleta de material reciclável, melhora a economia local e cria novos empregos.

Um problema sério e que só agora tem sido divulgado, embora de forma tímida, é o que fazer com as pilhas e baterias, que são utilizadas cada vez mais. O descarte desse material no lixo comum contamina o solo e, em consequência, o lençol freático, com metais pesados que são extremamente tóxicos. Esse problema pode ser evitado conhecendo-se o que deve ser reciclado e como reciclar.

De acordo com a resolução do Conama (Conselho Nacional do Meio Ambiente), de novembro de 2010, estão disponíveis postos de coleta de pilhas em pontos de venda como supermercados e demais varejos. Assim, você poderá descartar pilhas e baterias usadas e ajudar a preservar o meio ambiente, pois elas terão um fim sustentável, isto é, os materiais que as formam serão reaproveitados e não vão para os aterros sanitários ou lixões, evitando, assim, a contaminação do solo.

O papel dos cidadãos na fiscalização é essencial, no entanto, mais importante ainda é que todos se conscientizem de que também têm responsabilidades com o meio ambiente e não descartem as pilhas e as baterias no lixo comum.



DESAFIO

O boato de que os lacres das latas de alumínio teriam um alto valor comercial levou muitas pessoas a juntarem esse material na expectativa de ganhar dinheiro com sua venda. As empresas fabricantes de alumínio esclarecem que isso não passa de uma “lenda urbana”, pois ao retirar o anel da lata, dificulta-se a reciclagem do alumínio. Como a liga do qual é feito o anel contém alto teor de magnésio, se ele não estiver junto com a lata, fica mais fácil ocorrer a oxidação do alumínio no forno. A tabela apresenta as semirreações e os valores de potencial padrão de redução de alguns metais:



Semirreação	Potencial padrão de redução (V)
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,05
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,93
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,36
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	-0,34

Fonte: www.sucatas.com. Acesso em: 28 fev. 2012 (adaptado)

Com base no texto e na tabela, que metais poderiam entrar na composição do anel das latas com a mesma função do magnésio, ou seja, proteger o alumínio da oxidação nos fornos e não deixar diminuir o rendimento da sua reciclagem?

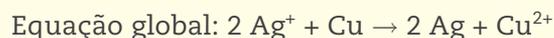
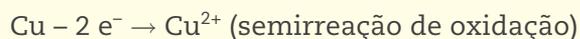
- Somente o lítio, pois ele possui o menor potencial de redução.
- Somente o cobre, pois ele possui o maior potencial de redução.
- Somente o potássio, pois ele possui potencial de redução mais próximo do magnésio.
- Somente o cobre e o zinco, pois eles sofrem oxidação mais facilmente que o alumínio.
- Somente o lítio e o potássio, pois seus potenciais de redução são menores do que o do alumínio.

Enem 2012. Prova Azul. Disponível em: <http://download.inep.gov.br/educacao_basica/enem/provas/2012/caderno_enem2012_sab_azul.pdf>. Acesso em: 27 ago. 2014.

HORA DA CHECAGEM

Atividade 1 - Pilhas

1 Se a pilha desenvolvida por Volta utilizasse discos de cobre e prata em sua composição, em seu interior ocorreriam as seguintes reações:



Nota: como a quantidade de elétrons trocados deve ser a mesma, a proporção entre Ag^+ e Cu deve ser 2:1.

2 A voltagem da pilha da questão anterior seria: $V = (+0,80) - (+0,34) = +0,46 \text{ V}$.

3 Na pilha em questão, o agente redutor, o responsável por reduzir a outra espécie e sofrer oxidação, é o metal Cu . O agente oxidante, responsável por oxidar a outra espécie e sofrer redução, é o íon Ag^+ .

Desafio

Alternativa correta: **e**. Para que um metal atue como metal de sacrifício, ele deve apresentar um potencial de redução menor que o do metal que vai proteger.

18
8A

1 1,0079 1 H Hidrogênio	2 4,0026 2 He Hélio	Elementos de transição										11 112,41 2 Zn Zinco	12 112,41 2 Zn Zinco																																																																																	
3 6,941(2) 3 Li Lítio	4 9,0122 4 Be Berílio	5 23,003 5 B Boro	6 12,011 6 C Carbono	7 14,007 7 N Nitrogênio	8 15,999 8 O Oxigênio	9 18,998 9 F Fluor	10 20,180 10 Ne Neônio	11 22,990 11 Na Sódio	12 24,305 12 Mg Magnésio	13 39,098 13 K Potássio	14 39,098 14 Ca Cálcio	15 39,098 15 Sc Escândio	16 39,098 16 Ti Titânio	17 50,942 17 V Vanádio	18 50,942 18 Cr Cromó	19 51,996 19 Mn Manganês	20 54,938 20 Fe Ferro	21 55,845(3) 21 Co Cobalto	22 58,933 22 Ni Níquel	23 58,933 23 Cu Cobre	24 63,546(3) 24 Zn Zinco	25 65,38 25 Ga Gálio	26 69,723 26 Ge Germânio	27 72,61(2) 27 As Arsênio	28 74,922 28 Se Selênio	29 75,904 29 Br Bromo	30 79,904 30 Kr Criptônio	31 85,468 31 Rb Rubídio	32 87,62 32 Sr Estrôncio	33 88,906 33 Y Ítrio	34 88,906 34 Zr Zircônio	35 91,224(2) 35 Nb Nióbio	36 92,906 36 Mo Molibdênio	37 95,94 37 Tc Técnetio	38 98,906 38 Ru Rutênio	39 101,07(2) 39 Rh Ródio	40 102,91 40 Pd Paládio	41 106,42 41 Ag Prata	42 107,87 42 Cd Cádmio	43 114,82 43 In Índio	44 118,71 44 Sn Estanho	45 127,60 45 Sb Antimônio	46 127,60 46 Te Telúrio	47 132,91 47 I Iodo	48 132,91 48 Xe Xenônio	49 132,91 49 Cs Césio	50 137,33 50 Ba Bário	51 173,054 51 La Lantânio	52 173,054 52 Ce Cério	53 173,054 53 Pr Praseodímio	54 173,054 54 Nd Neodímio	55 173,054 55 Pm Promécio	56 173,054 56 Sm Samarítio	57 173,054 57 Eu Európio	58 173,054 58 Gd Gadolínio	59 173,054 59 Tb Térbio	60 173,054 60 Dy Dísprosio	61 173,054 61 Ho Hólmio	62 173,054 62 Er Érbio	63 173,054 63 Tm Túlio	64 173,054 64 Yb Íterbio	65 173,054 65 Lu Lutécio	66 173,054 66 Hf Háfnio	67 173,054 67 Ta Tântalo	68 173,054 68 W Tungstênio	69 173,054 69 Re Rênio	70 173,054 70 Os Ósmio	71 173,054 71 Ir Írídio	72 173,054 72 Pt Platina	73 173,054 73 Au Ouro	74 173,054 74 Hg Mercúrio	75 173,054 75 Tl Tálio	76 173,054 76 Pb Chumbo	77 173,054 77 Bi Bismuto	78 173,054 78 Po Polônio	79 173,054 79 At Astató	80 173,054 80 Rn Radônio	81 173,054 81 Fr Francio	82 173,054 82 Ra Rádio	83 173,054 83 Ac Actínio	84 173,054 84 Th Tório	85 173,054 85 Pa Protactínio	86 173,054 86 U Urânio	87 173,054 87 Np Netúnio	88 173,054 88 Pu Plutônio	89 173,054 89 Am Americó	90 173,054 90 Cm Cúrio	91 173,054 91 Bk Berquélio	92 173,054 92 Cf Califórnio	93 173,054 93 Es Einsteinó	94 173,054 94 Fm Férmio	95 173,054 95 Md Mendelévio	96 173,054 96 No Nobélio	97 173,054 97 Lr Laurêncio

Metals (Yellow box)
Não metais (Green box)
Gases nobres (Blue box)

Série dos Lantanídeos

138,91 57 La Lantânio	140,12 58 Ce Cério	140,91 59 Pr Praseodímio	144,24(3) 60 Nd Neodímio	146,92 61 Pm Promécio	150,36(3) 62 Sm Samarítio	151,96 63 Eu Európio	157,25(3) 64 Gd Gadolínio	162,50(3) 65 Tb Térbio	167,26(3) 66 Dy Dísprosio	172,04(3) 67 Ho Hólmio	174,95 68 Er Érbio	175,94 69 Tm Túlio	176,43 70 Yb Íterbio	176,43 71 Lu Lutécio
--------------------------------	-----------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	------------------------------------	-------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-------------------------------	-------------------------------

Série dos Actinídeos

227,03 89 Ac Actínio	232,04 90 Th Tório	231,04 91 Pa Protactínio	238,03 92 U Urânio	237,05 93 Np Netúnio	239,05 94 Pu Plutônio	241,06 95 Am Americó	244,06 96 Cm Cúrio	249,08 97 Bk Berquélio	252,08 98 Cf Califórnio	257,10 99 Es Einsteinó	262,11 100 Fm Férmio	262,11 101 Md Mendelévio	262,11 102 No Nobélio	262,11 103 Lr Laurêncio
-------------------------------	-----------------------------	-----------------------------------	-----------------------------	-------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	-----------------------------	---------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------

Massa atômica (Square icon)
Símbolo (Large text)
Nº atômico (Text)
Nome do elemento (Text)

A tabela periódica dos elementos em ordem crescente de número atômico, ou número de prótons.